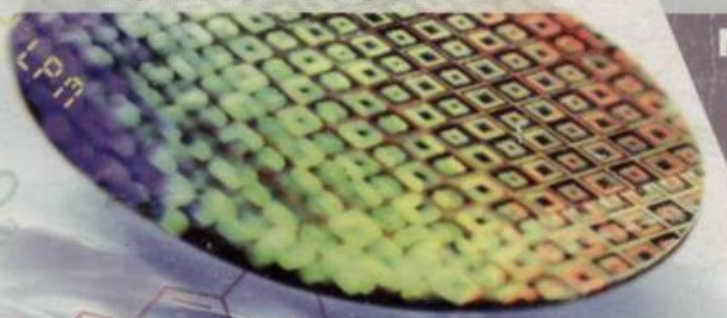
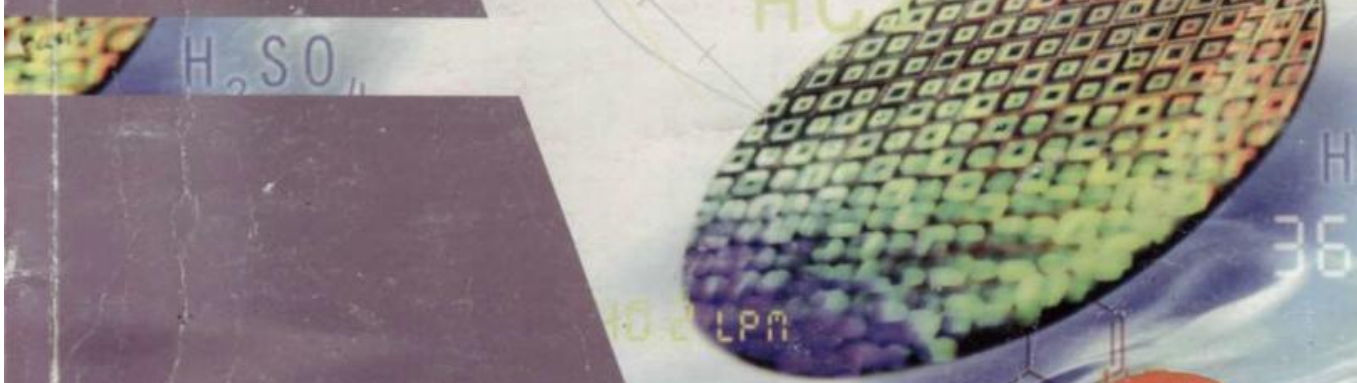
MINISTERUL EDUCAŢIEI ŞI CERCETĂRII

CHIMIE

Ionela Alan



Manual pentru clasa a IX-a



9

Aramis
2004

MINISTERUL EDUCAŢIEI ŞI CERCETĂRII

CHIMIE

Ionela Alan

Manual pentru clasa a IX-a

9

Aramis

Acest manual este proprietatea Ministerului Educaţiei şi Cercetării. Manualul este aprobat prin ordinul nr. 3886 din 24.05.2004, în urma licitaţiei organizate de către Ministerul Educaţiei şi Cercetării, este realizat în conformitate cu programa analitică aprobată de Ministerul Educaţiei şi Cercetării prin Ordinul nr. 3458 din 09.03.2004 şi este distribuit **gratuit** elevilor.

ACEST MANUAL A FOST FOLOSIT DE:

Anul	Numele elevului care a primit manualul	Clasa	Şcoala	Anul şcolar	Starea manualului*:	
					la primire	la returnare
1	Ignat Andrada	a IX-6	M. Blaşcu	2018 ~~2017~~	nou	Sum
2						

CUPRINS

STRUCTURA ÎNVELIŞULUI ELECTRONIC

1.1. ATOMUL.....6
1.2. STRUCTURA ÎNVELIŞULUI DE ELECTRONI AL ATOMULUI.....9
1.3. CORELAŢIA ÎNTRE CONFIGURAŢIA ELECTRONICĂ ŞI POZIŢIA ELEMENTELOR ÎN SISTEMUL PERIODIC.....15
TEST DE EVALUARE.....20

SISTEMUL PERIODIC ŞI PROPRIETĂŢILE ELEMENTELOR

2.1. CLASIFICAREA PROPRIETĂŢILOR ELEMENTELOR.....21
2.2. *RAZA ATOMICĂ.....22
2.3. *ENERGIA DE IONIZARE.....23
2.4. ELECTRONEGATIVITATEA.....25
2.5. CARACTERUL METALIC. SODIUL.....27
2.6. CARACTERUL NEMETALIC. CLORUL.....31
2.7. *CARACTERUL ACIDO-BAZIC AL OXIZILOR ELEMENTELOR PERIOADEI A 3-A ŞI GRUPEI A 14-A (IV A).....36
2.8. VALENŢA ELEMENTELOR.....38
TEST DE EVALUARE.....42

INTERACŢII ÎNTRE PARTICULE

3.1. LEGĂTURA IONICĂ.....43
3.2. LEGĂTURA COVALENTĂ.....46
3.3. INTERACŢII ÎNTRE MOLECULE.....53
TEST DE EVALUARE.....56

STĂRI DE AGREGARE

4.1. STAREA SOLIDĂ.....57
4.1.1. CLASIFICAREA REŢELELOR CRISTALINE.....57
4.1.2. REŢELELE IONICE. CLORURA DE SODIU.....59
TEST DE EVALUARE.....63
4.2. STAREA LICHIDĂ.....63
4.2.1. APA.....63
4.2.2. SOLUŢII APOASE.....66
4.2.3. *CRISTALOHIDRAŢI.....71
4.2.4. CONCENTRAŢIA MOLARĂ A SOLUŢIILOR.....73
TEST DE EVALUARE.....77

4.3. STAREA GAZOASĂ....78
4.3.1. NOŢIUNI GENERALE DESPRE GAZE....78
4.3.2. LEGILE GAZELOR....78
TEST DE EVALUARE....84

***ECHILIBRUL CHIMIC**

5.1. REACŢII IREVERSIBILE ŞI REACŢII REVERSIBILE....85
5.2. ECHILIBRUL CHIMIC....86
5.3. LEGEA ACŢIUNII MASELOR....88
5.4. FACTORII CARE INFLUENŢEAZĂ ECHILIBRUL CHIMIC....90
TEST DE EVALUARE....97

REACŢII CHIMICE

6.1. REACŢII PROTOLITICE (ECHILIBRE ACIDO-BAZICE)....98
6.1.1. ACIZII ŞI BAZELE ÎN SOLUŢIE APOASĂ....98
6.1.2. NOŢIUNEA DE PH....102
TEST DE EVALUARE....107
6.2. REACŢII REDOX....108
6.2.1. OXIDAREA ŞI REDUCEREA....108
6.2.2. NUMĂRUL DE OXIDARE....109
6.2.3. STABILIREA COEFICIENŢILOR ÎN REACŢIILE REDOX....111
6.2.4. *CARACTERUL REDUCĂTOR AL SUBSTANŢELOR....112
6.2.5. *CARACTERUL OXIDANT AL SUBSTANŢELOR....114
6.2.6. ELEMENTUL GALVANIC....116
6.2.7. PILE ELECTRICE FOLOSITE ÎN PRACTICĂ....119
6.2.8. COROZIUNEA ŞI PROTECŢIA ANTICOROZIVĂ....121
TEST DE EVALUARE....125
RĂSPUNSURI....126

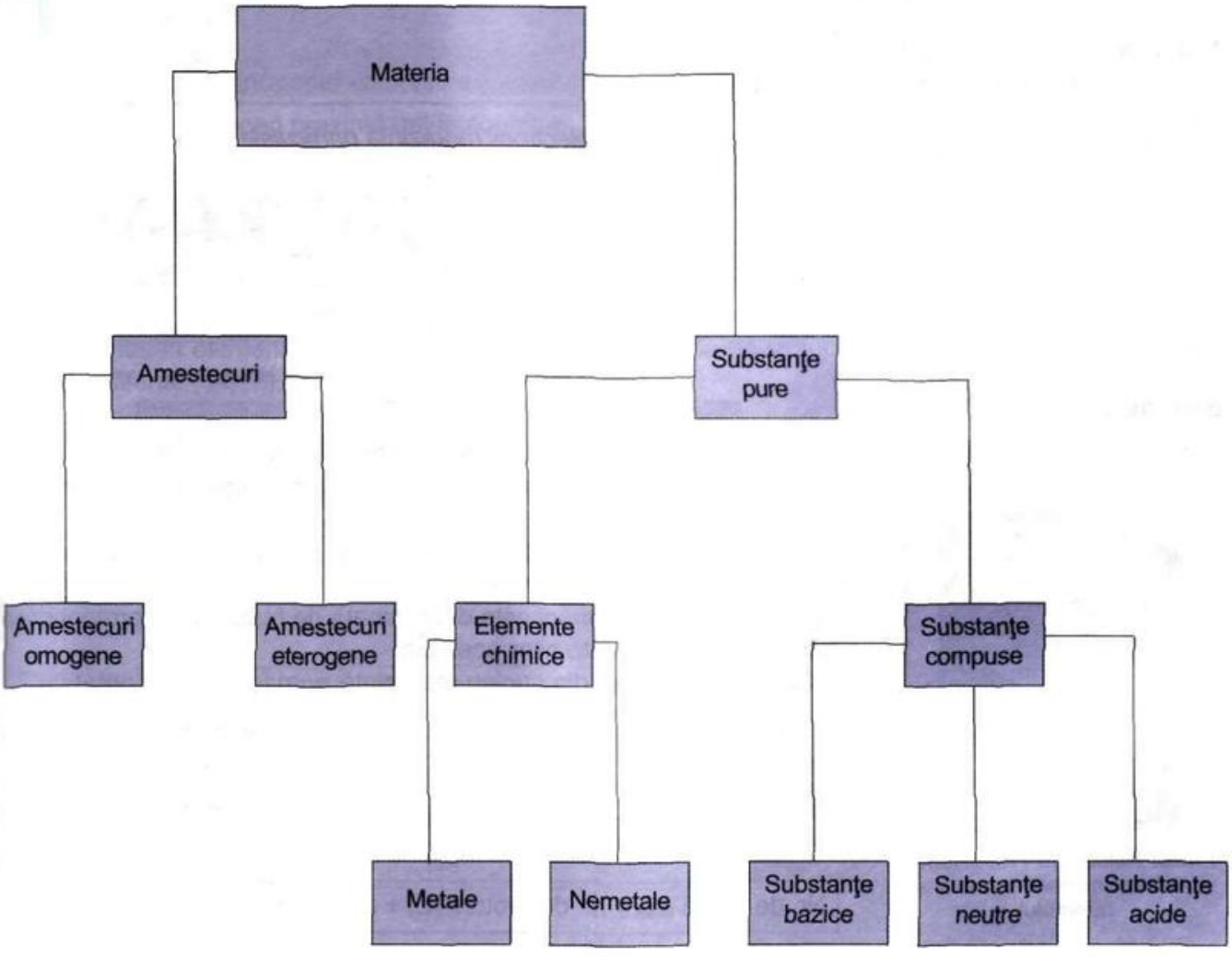
Textele marcate prin asterisc (*) reprezintă elemente ale curriculumului diferenţiat (CD).

„În mare parte, viaţa poate fi înţeleasă dacă se exprimă prin limbajul chimiei. Chimia este o limbă internaţională, o limbă pentru toate timpurile, care explică de unde venim, ce suntem şi încotro ne îndreptăm. Limbajul chimic are o mare frumuseţe estetică şi face legătura între ştiinţele fizice şi ştiinţele biologice."
Arthur Kornberg (n. 1918)

Chimia este una dintre ştiinţele fundamentale ale naturii care studiază compoziţia, structura, proprietăţile şi transformarile substanţelor.

Substanţa este o porţiune de materie care are o structură omogenă şi o compoziţie constantă, definită în toată masa ei. Substanţelor li se pot asocia anumite însuşiri chimice şi fizice distincte. Proprietăţile substanţelor depind de natura elementelor care intră în compoziţia lor, de proporţia relativă a acestora şi de natura legăturilor chimice prezente.

Transformările fizice, chimice, biochimice etc. sunt procese pe care le suferă materia sub diversele ei forme. Aceste forme de existenţă a materiei sunt schematizate în diagrama următoare.



John Dalton
(1766-1844)

Ştiaţi că ...

– sarcina electronului este egală cu $1,6 \cdot 10^{-19}$C? a fost descoperit în 1897 de J. J. Thomson;

– masa electronului este $9,1 \cdot 10^{-28}$g?

– protonul a fost descoperit în 1910 de către E. Rutherford?

– neutronul a fost descoperit de J. Chadwich în 1932?

Ernest Rutherford (1871-1937) a elaborat modelul planetar al atomului

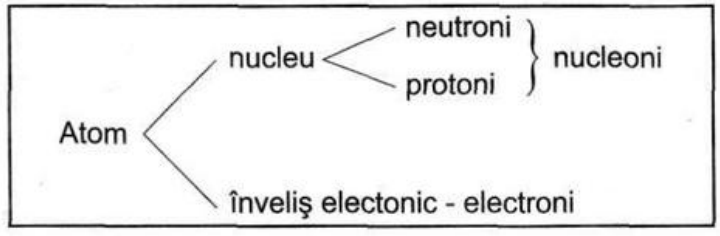
1.1. ATOMUL

Anticii greci Leucip şi Democrit au fost primii care au considerat că atomul este cea mai mică particulă din care este formată materia.

Teoria atomică a fost dezvoltată de chimistul englez John Dalton. Odată cu descoperirile ştiinţifice ale secolului al XX-lea, s-a arătat că atomul are o structură proprie, adică este format din alte particule mai mici.

• ***Structura atomului***

Într-o formă simplificată, atomul are următoarea alcătuire:



Neutronii, protonii şi electronii reprezintă *particulele elementare* ale căror caracteristici sunt prezentate în tabelul 1.

Particula elementară	Masa relativă	Sarcină	Simbol
1. Protonul	1 u.a.m.	+1	${}_{+1}^{1}p$ sau p^+
2. Neutronul	1 u.a.m.	0	${}_{0}^{1}n$ sau n^0
3. Electronul	neglijabilă	– 1	${}_{-1}^{0}e$ sau e^-

Tab. 1 – Caracteristicile particulelor elementare

Între nucleoni se exercită forţe de coeziune foarte puternice numite *forţe nucleare*, iar între nucleu şi învelişul electronic apar *forţe de atracţie electrostatică*.

Atomul este neutru din punct de vedere electric deoarece numărul protonilor este egal cu numărul electronilor.

Identitatea unui *element* este determinată de numărul de protoni care se găsesc în nucleele atomilor acestuia.

Numărul de protoni din nucleu reprezintă *numărul atomic*, notat cu Z.

Elementul chimic este format din atomi cu acelaşi număr atomic, adică atomi identici.

Suma dintre numărul de protoni şi numărul de neutroni este *numărul de masă* şi se notează cu A.

Nr. de masă (A) = nr. de protoni (Z) + nr. de neutroni (N).

• Izotopii

Izotopii sunt specii de atomi cu acelaşi număr atomic, dar cu număr de masă diferit.

Izotopul unui element este simbolizat:

număr de masă – ^{A}
număr atomic – $_{Z}$X – simbolul elementului

Activitate independentă

a) Scrie simbolul izotopului elementului ai căror atomi au $15e^-$ şi $17n^0$;

b) Află numărul de particule din atomul elementului: $^{56}_{26}Fe$.

Răspuns:

a) Izotopul are Z = 15 şi A = 15 + 17 = 32; simbolul izotopului $^{32}_{15}X$;

b) Atomul $^{56}_{26}Fe$ are: $26p^+$, $26e^-$ şi $56-26=30n^0$.

Elementul hidrogen prezintă trei izotopi (tab. 2).

Izotopul	Protonii	Neutronii	Abundenţa în natură
$^{1}_{1}H$ – PROTIU	1	–	99,985 %
$^{2}_{1}H$ – DEUTERIU	1	1	0,015 %
$^{3}_{1}H$ – TRITIU	1	2	neglijabil

Tab. 2 – Izotopii hidrogenului

Majoritatea elementelor din natură se găsesc sub formă de izotopi în proporţii diferite (tab. 3).

Element	Simbol izotop	Abundenţa în natură %
Carbon	$^{12}_{6}C$	98,89
	$^{13}_{6}C$	1,11
	$^{14}_{6}C$	$<10^{-8}$
Azot	$^{14}_{7}N$	99,63
	$^{15}_{7}N$	0,37
Oxigen	$^{16}_{8}O$	99,759
	$^{17}_{8}O$	0,037
	$^{18}_{8}O$	0,204
Neon	$^{20}_{10}Ne$	90,02
	$^{20}_{10}Ne$	0,357
	$^{22}_{10}Ne$	8,823

Tab. 3 – Câţiva izotopi naturali

Ştiaţi că ...

Denumirea de izotop provine de la cuvintele greceşti *isos* – acelaşi şi *topos* – loc, adică izotopii ocupă aceeaşi poziţie în sistemul periodic?

Fig. 1. Spectometru de masă – instrument folosit pentru determinarea masei unui atom

Masa atomică relativă *este mărimea care arată de câte ori masa unui atom este mai mare decât a douăsprezecea parte din masa izotopului* $^{12}_{6}C$.

Unitatea atomică de masă (u.a.m.) reprezintă unitatea de măsură a masei atomice.

1 u.a.m. $= \frac{1}{12} \cdot$ masa izotopului $^{12}_{6}C = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg.

Masa atomică se calculează după formula:

$$\text{Masa atomică} = \frac{c_1}{100} A_1 + \frac{c_2}{100} A_2 + ... + \frac{c_n}{100} A_n ,$$

c_n = concentraţiile izotopilor în natură;
A_n = numerele de masă corespunzătoare ale izotopilor.

Izotopii sunt folosiţi în multe domenii de activitate: arheologie: $^{14}_{6}C$; medicină: $^{131}_{53}I$; metalurgie $^{60}_{27}Co$; centrale atomo-nucleare: $^{235}_{92}U$; cercetare ştiinţifică: $^{18}_{8}O$ etc.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Atomul elementului de fluor are $9e^-$ şi 10 n^0. Scrie simbolul acestui element.

2. Atomul de sodiu are 11 e^- şi numărul de masă egal cu 23. Află numărul de protoni şi, respectiv, de neutroni ai acestui atom.

3. Câţi protoni şi electroni sunt în atomul de aluminiu care are 14 n^0 şi numărul de masă 27?

4. Scrie simbolurile izotopului atomului de oxigen (Z = 8), ştiind că fiecare are 8, 9 şi, respectiv, 10 neutroni.

5. Află numărul de particule elementare din izotopul elementului: $^{235}_{92}U$.

6. Borul (Z - 5) are doi izotopi naturali. Primul are numărul de masă 10 u.a.m. şi o concentraţie în natură de 19,6%, iar celălalt are masa de 11 u.a.m. Află:
a) câţi protoni şi neutroni sunt în fiecare izotop;
b) masa atomică relativă a borului.

7. Calculează proporţiile în care se găsesc izotopii $^{6}_{3}Li$ şi $^{7}_{3}Li$, dacă masa atomică a litiului este de 6,93.

8. Încercuieşte speciile chimice care au:
A. acelaşi număr de neutroni:
a) $^{25}_{12}Mg$; b) $^{22}_{10}Ne$; c) $^{28}_{13}Al$; d) $^{24}_{11}Na$; e) $^{26}_{13}Al$
B. acelaşi număr de electroni:
a) $_{8}O$; b) $_{8}O^{2-}$; c) $_{10}Ne$; d) $_{8}O^{-}$; e) $_{11}Na^{+}$

1.2. STRUCTURA ÎNVELIŞULUI DE ELECTRONI AL ATOMULUI

Niels Bohr
(1885-1962)

Structura atomului a reprezentat pentru oamenii de ştiinţă o problemă a cărei rezolvare a fost destul de dificilă. Pentru atom au fost elaborate tot felul de modele, mai mult sau mai puţin sofisticate, susţinute de unele teorii şi contrazise de altele.

Conform modelului elaborat de Niels Bohr în 1913, învelişul de electroni are următoarea alcătuire:

Înveliş electronic → straturi → substraturi → orbitali → electroni

Învelişul de electroni *reprezintă totalitatea electronilor care gravitează în jurul nucleului.*

- ***Orbitali. Substraturi. Straturi.***

Orbitalul este zona din jurul nucleului cu cea mai mare probabilitate de existenţă a electronului.

Electronul se deplasează în jurul nucleului cu viteze foarte mari pe orbite circulare. În acelaşi timp el execută o mişcare în jurul propriei axe, numită *mişcare de spin* (fig.2).

Un orbital poate conţine un singur electron sau doi electroni cu spin opus (fig. 3).

Clasificarea şi caracteristicile orbitalilor sunt prezentate în tabelul 4.

Nr. crt.	Tipul de orbital	Număr de orbitali	Număr maxim de electroni	Formă
1.	s	1	2	sferică
2.	p	3	6	bilobară
3.	d	5	10	complexă
4.	f	7	14	complexă

Tab. 4 – Clasificarea orbitalilor

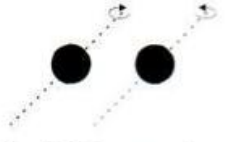


Fig. 2. Mişcarea de spin a electronului

Într-un orbital, cei doi electroni cu spin opus au aceeaşi energie.

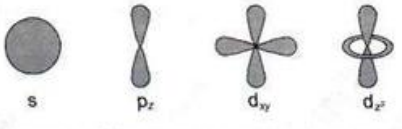
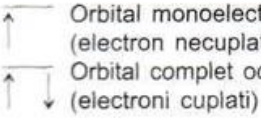


Fig. 4. Forma unor orbitali



Orbital monoelectronic (electron necuplat)
Orbital complet ocupat (electroni cuplati)

Fig. 3. Reprezentarea electronilor în orbital

Substraturile sunt formate dintr-un număr de orbitali de acelaşi fel. De aceea există patru feluri de substraturi: s, p, d şi, respectiv, f. (tab.5).

Activitate independentă

Completează pe caiet tabelul de mai jos.

Tip substrat	Nr. orbitali conţinuţi	Nr. maxim de electroni
s	1	
p	3	
d	5	
f	7	

Tab. 5 – Componenţa substraturilor

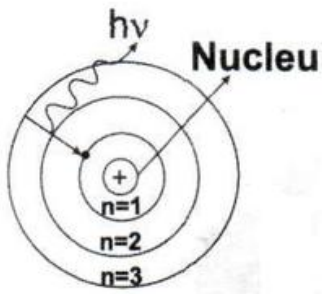


Fig. 5. Modelul lui Bohr

Răspuns:

Substratul de tip s conţine 1 orbital şi 2 e^-, cel de tip p conţine 3 orbitali şi 6 e^-, cel de tip d conţine 5 orbitali deci 10 e^-, iar substratul de tip f are 7 orbitali cu maximum 14 e^-.

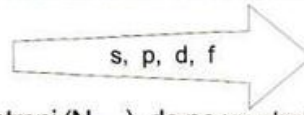
Orbitalii dintr-un substrat au aceeaşi energie.

Straturile electronice sunt în număr de şapte, notate cu cifre de la 1 până la 7, sau cu litere: K, L, M, N, O, P, Q.

Stratul K(1) este cel mai apropiat de nucleu şi are energia cea mai mică, iar stratul Q (7) este cel mai depărtat de nucleu şi are energia cea mai mare (fig. 6).

Un strat poate fi format dintr-un singur substrat sau din substraturi diferite.

Energia substraturilor este diferită într-un strat şi ea variază în ordinea:



Numărul maxim de electroni (N_{max}), de pe un strat poate fi calculat cu relaţia:

$\boxed{N_{max} = 2n^2}$, unde n = nr. stratului.

Activitate independentă

Calculează numărul de electroni de pe stratul al treilea şi, respectiv, de pe stratul P.

Răspuns:

Stratul 3 are $N_{max}=2 \times 3^2 =18e^-$;
Stratul P este cel de-al şaselea, deci are $N_{max}= 2 \times 6^2 =72e^-$.

Un substrat poate fi reprezentat astfel:

$\boxed{na^x}$, unde n – nr. strat
a - natura substrat
x - nr. electroni conţinuţi.

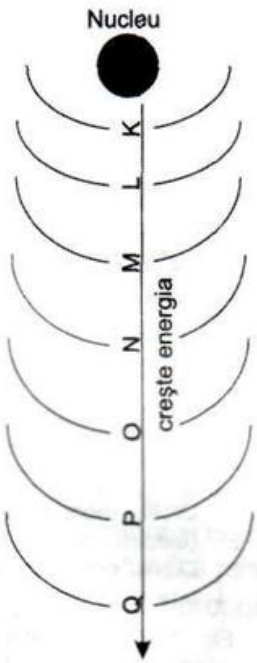


Fig. 6. Straturile electronice ale atomului

Activitate independentă:

Se consideră substratul $5d^6$. Află:
a) cărui strat aparţine;
b) câţi orbitali are;
c) câţi electroni sunt în substrat;
d) numărul maxim de electroni din substrat.

Răspuns:

a) Aparţine stratului 5 sau O;
b) Are 5 orbitali, deoarece este substrat de tip d;
c) Conţine 6 electroni;
d) Poate avea maximum 10 electroni.

• ***Configuraţia electronică***

Completarea cu electroni a straturilor şi substraturilor se face după următoarele reguli (principii):

1. *Regula energetică* – În învelişul elecronic electronii tind să ocupe poziţiile energetice cele mai joase.

2. *Regula lui Pauli* – Într-un orbital se găsesc maximum doi electroni cu spin opus.

3. *Regula lui Hund* – În cadrul unui substrat, orbitalii sunt ocupaţi mai întâi cu câte un electron şi abia după aceea cu cel de-al doilea, cu spin opus.

Diagrama din fig. 8 reprezintă ordonarea energetică a orbitalilor în cadrul învelişului electronic.

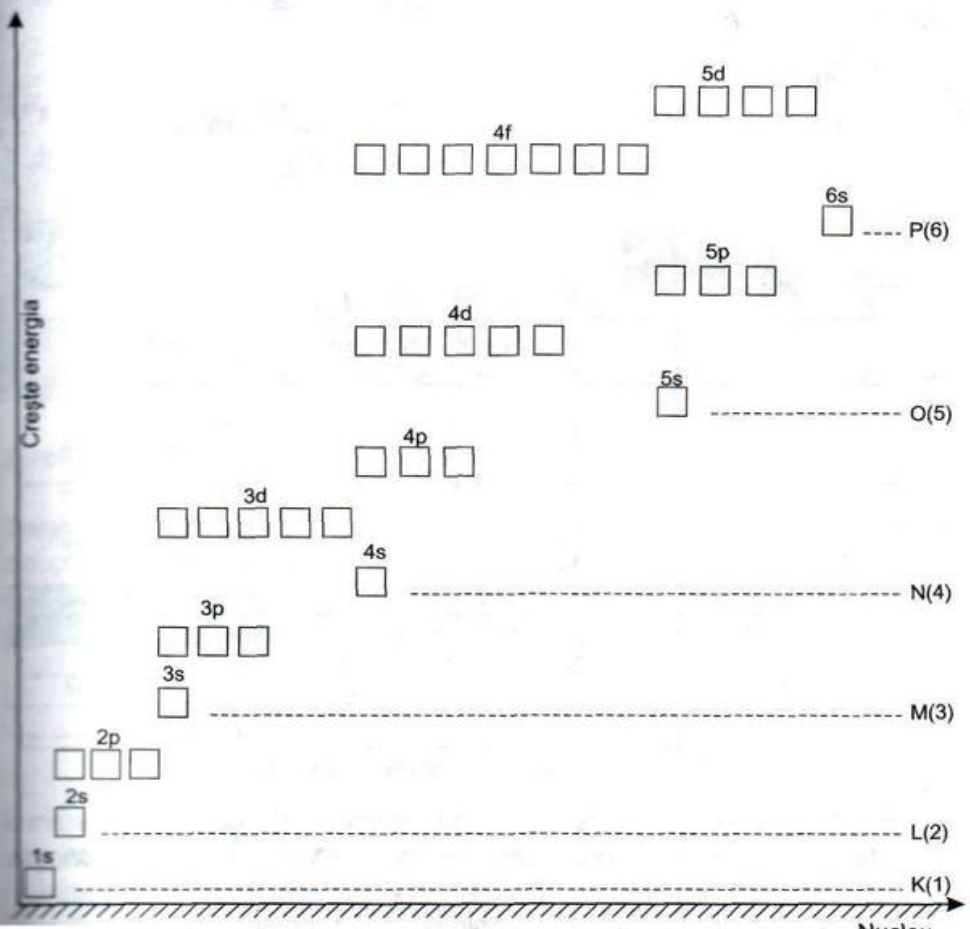


Fig. 7. Diagrama energetică a straturilor şi substraturilor

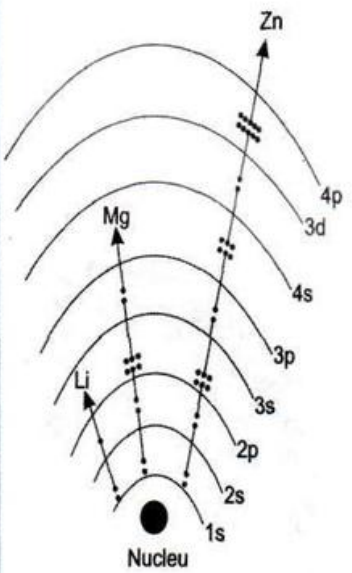


Fig. 8. Nivelele de energie la Li, Mg, Zn

Din această diagramă se poate deduce *ordinea de completare cu electroni a straturilor şi substraturilor pentru elementele din primele cinci perioade:*

$$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow \ldots$$

Se observă din fig. 7 că un nivel energetic cuprinde substraturi ale aceluiaşi strat sau din straturi diferite.

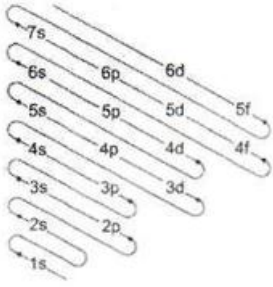


Fig. 9. Succesiunea de completare cu electroni a straturilor şi substraturilor

O altă modalitate de reprezentare a ordinii de completare cu electroni este redată în fig. 9.

Activitate independentă

a) Arată succesiunea substraturilor atomului de $_{30}Zn$.

b) Câţi orbitali monoelectronici şi câţi dielectronici are atomul $_{26}Fe$?

Răspuns:

a) Succesiunea este: 1s, 2s2p, 3s3p, 4s3d.

b) Folosind cele trei reguli menţionate anterior şi pentru a răspunde cerinţei folosim următoarea reprezentare:

1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s
↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑	↑↓	↑↓ ↑ ↑	↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑	↑↓

Atomul de $_{26}Fe$ are: 4 orbitali monoelectronici şi respectiv 11 orbitali dielectronici.

În tabelul 6 este reprezentată componenţa primelor cinci straturi electronice:

Strat	Tipul substraturilor	Numărul orbitalilor	Numărul de electroni	
K(1)	1s	1	2	
L(2)	2s 2p	1 3	2 6	8
M(3)	3s 3p 3d	1 3 5	2 6 10	18
N(4)	4s 4p 4d 4f	1 3 5 7	2 6 10 14	32
O(5)	5s 5p 5d 5f	1 3 5 7	2 6 10 14	32

Tab. 6 – Componenţa straturilor electronice

Electronul distinctiv diferenţiază două elemente succesive din sistemul periodic, din punct de vedere al proprietăţilor; teoretic electronul distinctiv este ultimul electron care este dispus în învelişul electronic al atomului.

Electronul distinctiv pentru potasiu este al nouăsprezecelea electron care diferenţiază $_{19}K$ de $_{18}Ar$ şi, respectiv, de $_{20}Ca$. Astfel completarea cu electroni la atomul $_{19}K$ este:

1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s
↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑	↑↓	↑↓ ↑ ↑	↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑	↑↓

Configuraţia electronică reprezintă distribuţia electronilor pe straturi şi substraturi.

Configurația electronică a unui element se determină din ordinea de ocupare cu electroni a straturilor și substraturilor.

Exemple de modelare a configurației electronice sunt date în tabelul 7.

Element	Ordinea de ocupare cu electroni	Configurația electronică
$_{18}$Ar	1s, 2s2p, 3s3p	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6$
$_{38}$Sr	1s, 2s2p, 3s3p, 4s3d4p, 5s	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6d^{10}, 4s^2p^6, 5s^2$
$_{22}$Ti	1s, 2s2p, 3s3p, 4s3d	$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6d^{10}, 4s^2$

Tab. 7 – Modelarea configurației electronice

Configurația electronică stabilă poate fi:

– configurație de *dublet*...ns^2 asemănătoare $_2$He, pe care tind să o aibă elementele vecine heliului în sistemul periodic (H, Li, Be);

– configurație de *octet*...ns^2np^6, asemănătoare elementelor din grupa VIII (gaze nobile), la care tind să ajungă în general celelalte elemente.

Fig. 10. Argonul, gaz nobil, este utlizat la obținerea lămpilor incandescente

Activitate independentă

Prezintă elementul $_{36}$Xe configurația electronică stabilă?

Răspuns:

Ordinea de ocupare a substraturilor cu electroni:
1s, 2s2p, 3s3p, 4s3d4p
Din aceasta se determină configurația electronică:
$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6d^{10}, 4s^2p^6$. Elementul $_{36}$Xe prezintă configurație de octet.

*Există o serie de elemente a căror dispunere de electroni în învelișul electronic, prezintă unele abateri de la regula generală.

Pentru aceasta s-a constatat că sunt mult mai stabile structurile învelișului electronic în care substraturile (n – 1)d sunt semiocupate sau ocupate în întregime (tab 8).

Element	Ordinea de ocupare cu electroni	
	Conform regulii generale	Care există în realitate
$_{24}$Cr	[Ar] $4s^23d^4$	[Ar] $4s^13d^5$
$_{42}$Mo	[Kr] $5s^24d^4$	[Kr] $5s^14d^5$
$_{47}$Ag	[Kr] $5s^24d^9$	[Kr] $5s^14d^{10}$

Tab. 8 – Abateri de la regula generală de ocupare cu electroni

În tabelul 8 prin îAr$_ș$ și îKr$_ș$ se înțelege configurația electronică a argonului, respectiv kriptonului.

Activitate independentă

Află pentru elementul $_{29}$Cu:
a) numărul substraturilor de tip s complet ocupate;
b) numărul orbitalilor d dielectronici.

Răspuns:

Configurația electronică:
– conform regulii generale: $1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6, 4s^23d^9$.

– care există în realitate: $1s^2$, $2s^2p^6$, $3s^2p^6d^{10}$, $4s^1$.
a) Numărul substraturilor de tip s ocupate complet este egal cu 3;
b) Orbitalii d complet ocupaţi sunt în număr de 5.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Se consideră substraturile: 4f, 3p, 6s, 5d, 4p, 3d:
a) aşază substraturile în sensul creşterii energiei;
b) determină numărul maxim de electroni de pe fiecare substrat dat.

2. Scrie în spaţiul liber din stânga numerelor de ordine ale speciilor chimice din coloana A, literele care corespund configuraţiilor electronice din coloana B.

A	B
... 1. $_{30}Zn$	a. $1s^2$, $2s^2p^6$, $3s^2p^6d^{10}$, $4s^1$
... 2. $_{51}Sb$	b. $1s^2$, $2s^2p^6$, $4s^2p^6d^{10}$, $4s^2p^6$
... 3. $_{36}Kr$	c. $1s^2$, $2s^2p^6$, $3s^2p^6d^{10}$, $4s^2p^5$
... 4. $_{35}Br$	d. $1s^2$, $2s^2p^6$, $3s^2p^6d^{10}$, $4s^2$
... 5. $_{29}Cu$	e. $1s^2$, $2s^2p^6$, $3s^2p^6d^{10}$, $4s^2p^6d^{10}$, $5s^2p^3$
	f. $1s^2$, $2s^2p^6$, $3s^2p^6d^9$, $4s^2$

3. Scrie configuraţia electronică a atomului cu A = 70 şi 40 neutroni şi arată dacă are configuraţie stabilă.

4. Determină pentru atomul de $_{34}Se$:
a) numărul straturilor electronice;
b) numărul substraturilor de tip p;
c) numărul orbitalilor de tip d;
d) numărul orbitalilor monoelectronici;
e) natura substratului în care se află electronul distinctiv.

5. Completează pe caiet tabelul de mai jos.

Numărul electronilor pe straturi					Nr. orbitali	Nr. substraturi	Nr. atomic
K	L	M	N	O			
?	?	18	2	–			
?	?	?	?	–			20
?	?	?	18	7			

6. Determină numărul atomic Z al atomului care are în substratul 3p doar electronul distinctiv.

7. Câţi orbitali complet ocupaţi are atomul cu doi electroni în substratul 3d?

8. Scrie configuraţiile ionilor $_{29}Cu^+$ şi, respectiv, $_{29}Cu^{2+}$. Arată care din cei doi ioni este mai stabil.

1.3. CORELAŢIA ÎNTRE CONFIGURAŢIA ELECTRONICĂ ŞI POZIŢIA ELEMENTELOR ÎN SISTEMUL PERIODIC

• *Sistemul periodic*

Elementele chimice sunt dispuse în sistemul periodic, care este format din perioade şi grupe (fig. 11).

Perioada cuprinde şirul orizontal de elemente cuprinse între două gaze rare succesive.

În sistemul periodic există şapte perioade numerotate de la 1 la 7.

Grupa reprezintă coloana verticală care conţine elemente cu proprietăţi asemănătoare.

Există 18 grupe numerotate de la 1 la 18, care sunt notate şi cu cifre romane. Astfel sunt 8 grupe principale (I-VIII A) şi 8 grupe secundare (I-VIII B).

Fiecare element ocupă în sistemul periodic o anumită căsuţă, simbolul fiind însoţit de numărul atomic şi de masa atomică a acestuia.

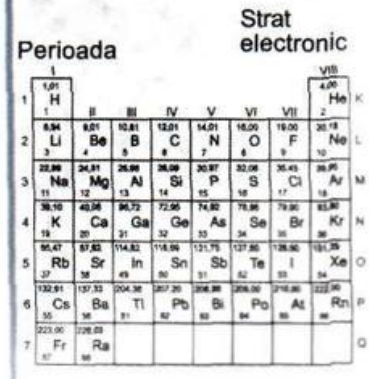


Fig. 11. Elementele din grupele principale

• *Relaţii între configuraţia electronică şi poziţia unui element în sistemul periodic*

Cunoscând configuraţia electronică a atomului unui element chimic se poate determina poziţia elementului în sistemul periodic, dar şi din poziţia elementului în sistem se poate determina configuraţia electronică (fig. 15). Astfel:

a) *numărul atomic* (Z) al unui atom reprezintă *numărul de ordine* al elementului în sistemul periodic;

b) *numărul de straturi* electronice ale atomului este chiar *perioada* în care se găseşte elementul;

c) pentru elementele din grupele principale, *numărul electronilor de pe ultimul strat* este egal cu *numărul grupei.*

Activitate independentă

a) Află poziţia elementului $_{31}X$ în sistemul periodic.

b) Care este numărul atomic Z al elementului aflat în perioada a 3-a şi grupa a VII-a A?

Răspuns:

a) Configuraţia electronică este: $1s^2$, $2s^22p^6$, $3s^2p^6d^{10}$, $4s^2p^1$.

Elementul X este al 31-lea element chimic în sistemul periodic şi din configuraţie se deduce poziţia în sistem:

– are 4 straturi electronice, deci este în perioada a 4-a;

– are 3 electroni pe ultimul strat, deci este în grupa a III-a A.

b) Dacă elementul este în perioada a 3-a şi gr. a VII-a A înseamnă că atomul său are 3 straturi electronice şi, respectiv, 7 electroni pe ultimul strat.

Configuraţia electronică este: $1s^2$, $2s^2p^6$, $3s^2p^5$.

Elementul este al 17-lea în sistemul periodic, are numărul atomic Z=17, deoarece are 17 electroni în învelişul electronic al atomului.

Fig. 12. Calciu – element de tip s

Fig. 13. Plumb – element de tip p

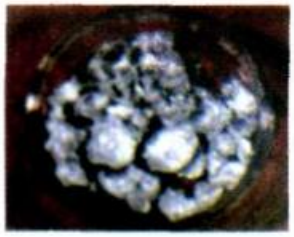


Fig. 14. Zinc – element de tip d

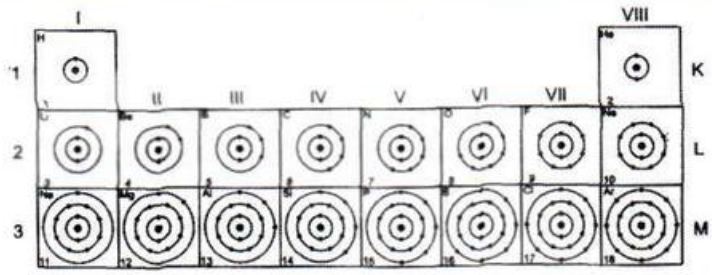


Fig. 15. Relaţii structură electronică – poziţie în sistemul periodic

• *Clasificarea elementelor*

Elementele chimice se clasifică în funcţie de *natura substratului* în care se găseşte electronul distinctiv (tab. 9).

Blocul de elemente	Poziţia elementelor în sistem	Configuraţia electronică generală
1. bloc elemente s	grupele I A şi II A	... ns^{1-2}
2. bloc elemente p	grupele III A, ..., VIII A	... np^{1-6}
3. bloc elemente d	grupele I B, ..., VIII B	... $(n-1)d^{1-10}$
4. bloc elemente f	lantanide şi actinide	... $(n-2)f^{1-14}$

Tab. 9 – Clasificarea elementelor chimice

În concluzie, între configuraţia electronică a elementelor şi poziţia acestora în sistem există o relaţie de interdependenţă (fig. 15).

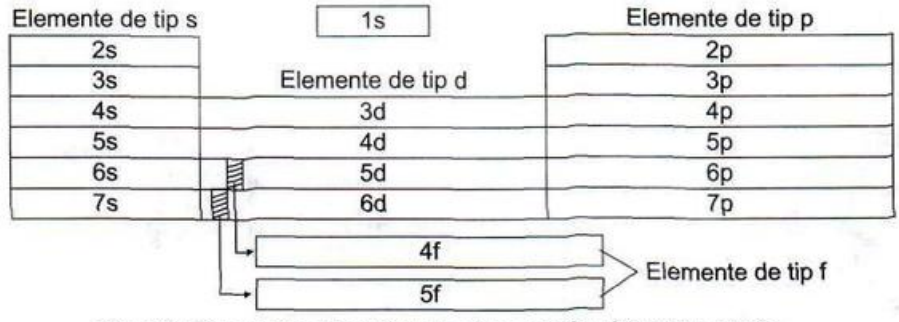


Fig. 16. Dispunerea blocurilor de elemente în sistemul periodic

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1) Află poziţia în sistem pentru elementele:
a) $_{32}Ge$; b) $_{37}Rb$; c) $_{13}Al$.
2) Pentru elementul $_{18}A$ alege din paranteză varianta corectă:
a) se află în grupa (a VIII-a A/ a VIII-a B);

b) perioada în care se găseşte elementul este (3/4);
c) este un element de tip (p/d);
d) configuraţia lui A este de (dublet/octet)

3) a) Scrie configuraţia electronică a izotopului elementului care are $3e^-$ în substratul 3d.
b) Care este numărul de masă al izotopului uşor al elementului, dacă acesta are 25 n^0?
c) Află masa atomică a elementului, dacă acesta prezintă 2 izotopi între masele cărora există o diferenţă de 4 u.a.m., iar cel mai greu este de patru ori mai răspândit decât celălalt.

4) Se consideră acea configuraţie electronică în care substratul 3d este semiocupat. Află numerele atomice ale elementelor care au această configuraţie electronică.

5. Înscrie în spaţiul liber din stânga cifrelor elementelor din coloana A, literele corespunzătoare caracteristicilor acestora din coloana B.

A	B
... 1. metale alcalino-pământoase	a) sunt elemente de tip p, cu configuraţia stabilă;
... 2. metale tranziţionale	b) au configuraţia generală ns^2np^5;
... 3. halogeni	c) au ultimii $2e^-$ în substratul ns;
... 4. actinide	d) se găsesc în grupele IB... VIIIB;
... 5. gaze nobile	e) ocupă cea mai mare parte din perioada a 6-a;
	f) are electronul distinctiv în substratul f.

Dacă vrei să ştii mai mult ...

Radioactivitatea naturală

O parte dintre elementele din sistemul periodic (U, Ra, Po etc.) au proprietatea de a emite radiaţii invizibile, care pot străbate straturi de diverse materiale, pot produce fluorescenţa unor substanţe etc.

Studiile acestor radiaţii au fost începute de Henri Bequerel (1895) şi au fost continuate de soţii Marie şi Pierre Currie. Examinând minereurile de uraniu, ei au observat că după extragerea minereului uranifer, reziduul rămas emană mult mai multe radiaţii decât materialul extras. În final au reuşit să separe substanţa activă care emana radiaţii şi au denumit-o poloniu.

În anul 1898 soţii Curie şi G. Bemont au descoperit radiul, mai târziu toriul, iar în 1899 A. Debieme a descoperit actiniul. Cercetările ulterioare au demonstrat că în natură există un mare număr de elemente care, sub formă nativă sau de compuşi, emit spontan radiaţii caracteristice.

Substanţele radioactive emit trei tipuri de radiaţii:

a) *Radiaţiile* α sunt deviate în câmp electric şi magnetic, ionizează gazul pe care-l străbat şi au o putere de pătrundere slabă. Particulele din care sunt formate radiaţiile α sunt nuclee de atomi de heliu, deci particule încărcate cu sarcină pozitivă.

b) *Radiaţiile* β sunt deviate şi ele în câmp magnetic, dar în sens contrar. Rezultă că radiaţiile β sunt încărcate negativ; ele sunt formate din electroni care se deplasează cu viteze foarte mari. De aceea au o putere de pătrundere mai mare, dar produc o slabă ionizare a gazului prin care trec.

Marie Curie
(1867-1934)

Pierre Curie
(1859-1906)

Ştiaţi că ...

– radiul are o activitate radioactivă de 1 milion de ori mai mare decât a uraniului?

– un gram de radiu emană 37 de miliarde de particule α într-o secundă?

– radiaţiile β au o viteză de deplasare egală cu 0,99 din viteza luminii?

Fig. 17. Obţinerea ozonului din oxigen molecular

c) Radiaţiile γ nu sunt deviate în câmp electric sau magnetic, ceea ce înseamnă că nu au sarcini electrice. Ele sunt unde electromagnetice, ca şi razele X, dar au lungimi de undă mai mici. Radiaţiile γ se propagă cu viteza luminii, au o putere foarte mare de pătrundere (străbat plăci groase de oţel), dar au o putere de ionizare foarte mică.

Acţiunea substanţelor radioactive, prin radiaţiile pe care le emit, determină diferite efecte:

– *ionizarea gazelor* constă în transformarea particulelor aerului sau a altui gaz sub formă de ioni, astfel încât să conducă curentul electric;

– *luminiscenţa unor substanţe*, adică emisia de lumină. Unele substanţe ca sulfura de zinc, calcitul, diamantul etc., când sunt iradiate cu radiaţii α, prezintă scântei. Fenomenul este cunoscut sub numele de *scintilaţie* (în italiană *scintila* – scânteie);

– *acţiunea asupra plăcilor fotografice* (înnegrirea acestora). Astfel câteva miligrame de sare de radiu aflate în apropierea plăcilor fotografice, determină înnegrirea acestora;

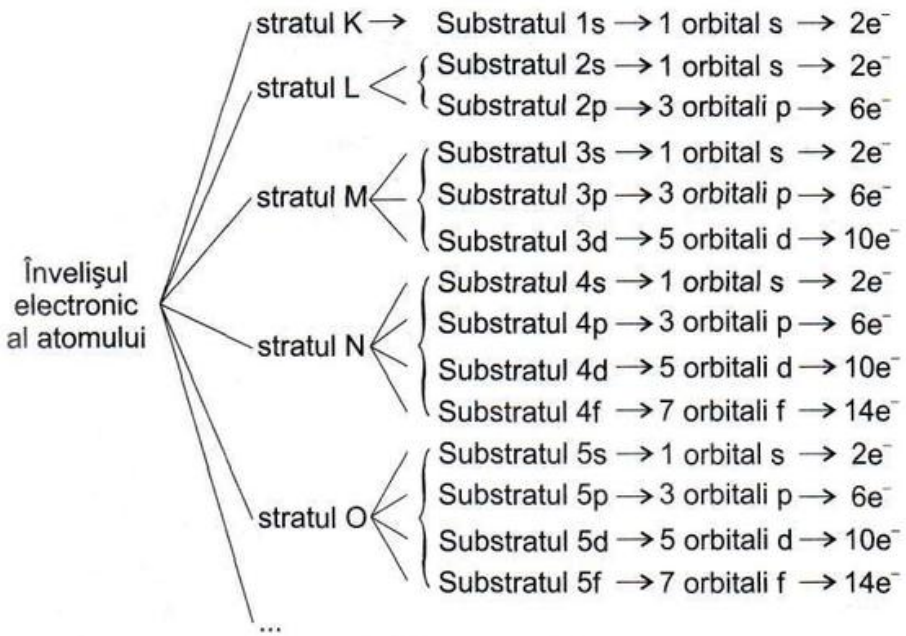
– *transformările chimice* determinate de energia foarte mare a radiaţiilor radioactive. Astfel este posibilă obţinerea ozonului din oxigen molecular. Vaporii de apă sunt descompuşi în atomi de hidrogen şi, respectiv, atomi de oxigen. Oxidul de carbon, dioxidul de carbon, amoniacul etc. sunt şi ele descompuse în elementele componente;

– *acţiunea fiziologică* se concretizează în inflamarea şi iritarea corpului animalelor, atunci când acesta este expus acţiunii radioactivităţii. Din această cauză mânuirea preparatelor radioactive trebuie făcută cu mijloace de protecţie. Totuşi prin dozarea cantităţilor de radiaţii se poate accelera sau întârzia creşterea celulelor ţesuturilor animale, determinând acţiuni folositoare sau dăunătoare.

Din această cauză, în medicină este folosită acţiunea de distrugere a tumorilor canceroase cu ajutorul radiaţiilor emise de substanţe radioactive.

SUMAR

- Atomul este format din nucleu (particule componente: protoni şi neutroni) şi învelişul electronic (particule componente: electroni).
- Mărimile caracteristice atomului sunt: numărul atomic (Z), numărul de masă (A) şi masa atomică.
- Elementul chimic are atomi cu acelaşi număr atomic Z, iar izotopii conţin atomi cu acelaşi Z, dar cu număr de masă A diferit.
- Masa atomică se calculează în funcţie de proporţiile şi numerele de masă ale izotopilor elementului în natură.
- Numărul maxim de electroni de pe un strat este $2n^2$, unde n reprezintă numărul stratului.
- Stratul conţine un substrat sau mai multe substraturi diferite.
- Substratul este format din orbitali identici, cu aceeaşi energie.
- Orbitalul conţine maximum $2e^-$ cu spin opus.
- Învelişul electronic al atomului are următoarea structură:



- Ordinea de ocupare cu electroni a straturilor şi substraturilor este:
  1s→2s→2p→3s→3p→4s→3d→4p→5s→4d→5p...
- Configuraţia electronică se determină din ordinea de ocupare cu electroni a straturilor şi substraturilor.
- Poziţia elementului în sistem este determinată de configuraţia electronică a acestora:
  – perioada este egală cu numărul straturilor electronice;
  – grupa este egală cu numărul electronilor de pe ultimul strat (pentru elemente de tip s şi p).
- Natura substratului în care se găseşte electronul distinctiv determină clasificarea elementelor în:
  a) blocul elementelor de tip s;
  b) blocul elementelor de tip p;
  c) blocul elementelor de tip d;
  d) blocul elementelor de tip f.

Sugestii de proiecte

1. Multe din elementele obţinute pe cale artificială (începând cu numărul atomic 92) au fost denumite după numele oamenilor de ştiinţă sau ale locului unde au fost obţinute (de exemplu californiu obţinut la Universitatea din California).

Încearcă să găseşti de unde provin denumirile acestor elemente. Dacă un element poartă numele unui cercetător, arată prin ce activitate ştiinţifică s-a făcut cunoscut în lume respectivul om de ştiinţă.

2. Când descoperirile ştiinţifice au impact asupra oamenilor (de ex: bomba atomică, ingineria genetică etc.) se pune întrebarea firească despre obligaţia morală a oamenilor de ştiinţă de a urmări ca acestea să nu fie folosite în mod abuziv. Oamenii de ştiinţă pot replica că sunt interesaţi în cercetarea fundamentală (extinderea domeniului cunoaşterii umane) şi nu în punerea în practică a acestor cunoştinţe.

Pregăteşte un referat în acest sens şi dezbate ideile propuse împreună cu colegii tăi.

3. Începând cu jumătatea secolului al XX-lea, ştiinţa a demonstrat că în atom, alături de protoni, neutroni şi electroni, există, de asemenea nişte particule foarte mici, numite quarks.

Află tot ceea ce poţi despre obţinerea şi caracteristicile acestor particule şi alcătuieşte un referat.

4. Apa grea conţine doi atomi de deuteriu (unul dintre izotopii hidrogenului), în locul atomilor de hidrogen obişnuiţi. Apa grea este obţinută la noi în ţară într-o fabrică de lângă Turnu Severin şi este utilizată la Reactorul Nuclear de la Cernavodă, pentru obţinerea de energie electrică.

Împreună cu 2-3 colegi de-ai tăi, alcătuiţi o echipă de cercetare a procedeului de obţinere şi, respectiv, a modului de folosire a apei grele în practică.

5. Perioada dezvoltării teoriei atomice de la vechii greci până în zilele noastre poate fi împărţită în mai multe etape:

– Concepţiile filozofilor greci asupra alcăturii materiei;
– Ce este alchimia?
– Secolul al XVIII-lea şi transformarea alchimiei în ştiinţă;
– Teoria atomică a lui J. Dalton;
– Contribuţia descoperirii radioactivităţii în găsirea structurii atomului;
– Descoperirea particulelor elementare;
– Elaborarea de modele atomice.

Alcătuieşte o echipă cu câţiva colegi, astfel încât fiecare dintre voi să studiaţi o anumită perioadă. Rezultatele le puteţi prezenta sub forma unei dezbateri, celorlalţi colegi de clasă.

TEST DE EVALUARE

1. Care este poziţia în sistemul periodic a elementului $_{31}X$? ..... 1 p.
2. Scrie configuraţia electronică a elementului $_{24}Cr$ ..... 1 p.
3. Din ce bloc de elemente face parte elementul $_{27}Y$? ..... 1 p.
4. Găseşte numărul de particule elementare pentru elementul din grupa a III-a A şi perioada a 3-a, al cărui atom are număr de masă de 2,08 ori mai mare decât numărul de electroni ..... 2 p.
5. Explică conceptele: orbital, electron distinctiv, configuraţie stabilă, perioadă..... 2 p.
6. Elementul cupru are masa atomică relativă 63,54 u.a.m. şi se găseşte în natură sub forma a doi izotopi: ^{63}Cu şi ^{65}Cu. Calculează abundenţa celor doi izotopi în natură ..... 2 p.

Notă: Se acordă 1 punct din oficiu.
Timp de lucru: 50 minute.

2.1. CLASIFICAREA PROPRIETĂŢILOR ELEMENTELOR

Chimiştii au căutat modele teoretice cu ajutorul cărora să explice proprietăţile şi natura materiei. Aşa s-a întâmplat şi în cazul elementelor chimice. De-a lungul timpului, oamenii de ştiinţă au încercat să dispună elementele cunoscute într-o anumită ordine, după diverse criterii.

Legea periodicităţii a fost enunţată în forma sa iniţială de D. I. Mendeleev: „Proprietăţile fizice şi chimice ale elementelor se repetă în mod periodic, în funcţie de masele lor atomice."

D. I. Mendeleev a reuşit pentru prima oară ordonarea elementelor chimice în ordinea crescândă a maselor atomice ţinând cont de proprietăţile acestora. Astfel el a dedus *legea peridiocităţii*, în forma sa iniţială.

În urma descoperirilor din chimie, dar mai ales din fizică (dezintegrări radioactive, identificări de particule elementare etc.) s-au pus bazele cunoaşterii structurii atomului şi identificării altor elemente chimice. De aceea la începutul sec. XX, *legea periodicităţii* a fost reformulată:

„Proprietăţile elementelor sunt funcţii periodice ale numărului atomic Z."

Aceasta este legea fundamentală a constituirii actualului *sistem periodic al elementelor*.

Proprietăţile, configuraţia electronică şi poziţia în sistem a elementului $_{Z}X$ se află într-o relaţie de interdependenţă (fig. 1). Acesta se poate deduce rezolvând următoarea activitate independentă.

Dimitri Ivanovici Mendeleev (1834-1907)

Activitate independentă

a) Determină poziţia în sistem a elementului $_{20}Ca$;

b) Prin ce proces poate ajunge atomul $_{20}Ca$ la configuraţie stabilă?

c) Determină numărul atomic pentru elementul din grupa a V-a A şi perioada a 4-a.

Răspuns:

a) $_{20}Ca$ are configuraţia electronică: $1s^2$, $2s^2p^6$, $3s^2p^6d^{10}$, $4s^2$.

Elementul se află în perioada a 4-a, grupa a II -a A; *astfel din configuraţia electronică se determină poziţia în sistem.*

b) Atomul tinde să cedeze $2e^-$ pentru a ajunge la configuraţie stabilă a argonului [Ar].

$$Ca \quad -2e^- \rightarrow \quad Ca^{2+}$$

$$1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6, 4s^2 \qquad 1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^6$$

Din configuraţia electronică se deduce comportarea chimică.

c) Configuraţia electronică: $1s^2$, $2s^2p^6$, $3s^2p^6d^{10}$, $4s^2p^3$.

Elementul are 33 electroni, deci Z = 33; *din poziţia în sistem se determină configuraţia electronică.*

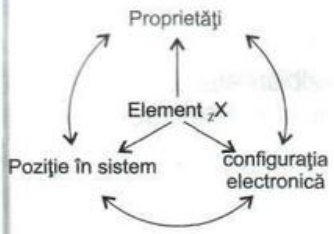
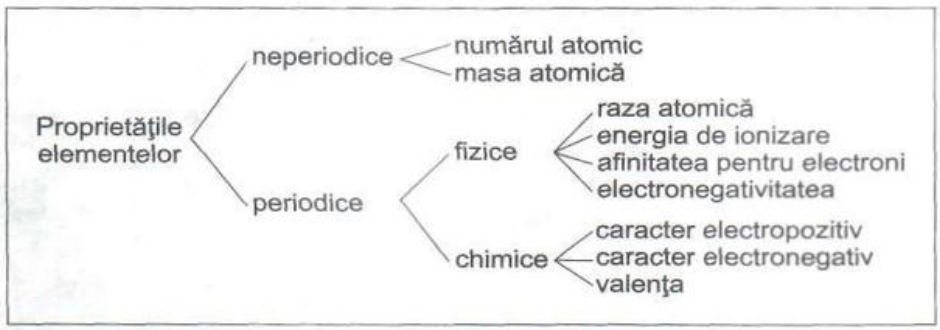


Fig. 1. Relaţia configuraţie – proprietăţi – poziţie în sistem pentru elementul $_{Z}X$

Principalele proprietăţi ale elementelor sunt clasificate după cum urmează:



Proprietăţile neperiodice sunt acele proprietăţi ale elementelor care variază continuu. Acestea sunt:

– numărul atomic al elementelor creşte de la 1 la 109;

– masa atomică este diferită de la un element la altul.

Proprietăţile periodice ale elementelor sunt proprietăţile care se reiau în sistemul periodic, după un anumit număr de elemente.

Ştiaţi că ...

– Angströmul (Å) este o unitate de măsură tolerată, folosită în fizica atomică? Anders Jonas Angström, fizician suedez, a realizat primul atlas de spectre optice (1868).

2.2. RAZA ATOMICĂ*

Raza atomică (r_A) reprezintă teoretic distanţa de la nucleu la ultimul strat al atomului. Deoarece aceste distanţe sunt foarte mici, ele se exprimă în diverse unităţi de măsură proprii fizicii atomice, respectiv angströmul ($1Å = 10^{-10}m$).

• *Variaţia razei atomice în sistemul periodic*

Activitate independentă

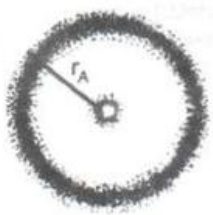
a) Folosind figura 4, arată cum variază raza atomică în grupa I A;

b) Găseşte o explicaţie a variaţiei razei atomice.

Răspuns:

a) Raza atomică *creşte de la litiu la cesiu.*

b) Cu cât înaintăm în grupă, numărul straturilor electronice ale atomilor creşte, deci şi distanţa acestora faţă de nucleu.



$r_A = 0,53$ Å

Fig. 2. Raza atomică a hidrogenului

În concluzie, *raza atomică creşte în grupă de sus în jos* pentru elementele din grupele principale.

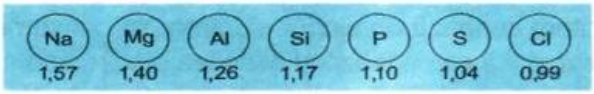


Fig. 3. Variaţia r_A (Å) în perioada a 3-a

Activitate independentă

a) Compară razele atomice ale elementelor din perioada a 3-a şi arată modul de variaţie a acestora folosind fig. 3.

b) Scrie configuraţiile electronice ale atomului de Na şi P şi explică de ce au raze diferite, cu toate că au acelaşi număr de straturi.

Răspuns:

a) Raza atomică *scade de la sodiu la clor.*

b) Pentru atomul de $_{11}$Na exista configuraţia: $1s^2$, $2s^2p^6$, $3s^1$.
La atomul de $_{15}$P: $1s^2$, $2s^2p^6$, $3s^2p^3$. Se alcătuieşte un tabel:

Element	Nr. electroni	Nr. protoni	Forţa de atracţie	Raza atomică
$_{11}$Na	11	11	Mai slabă	Mai mare
$_{15}$P	15	15	Mai puternică	Mai mică

Deoarece atomul de fosfor are mai multe sarcini electrice, forţa de atracţie dintre nucleu şi învelişul său electronic este mai mare şi astfel raza este mai mică decât cea a sodiului.

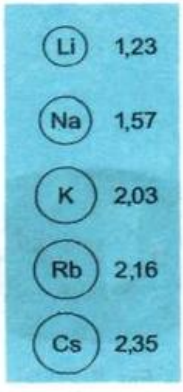


Fig. 4. Variaţie rA (Å) în grupa I A

Raza atomică scade în perioadă de la stânga la dreapta, deoarece creşte numărul sarcinilor electrice, creşte forţa de atracţie dintre protoni şi electroni şi în consecinţă se micşorează raza.

Regulile de variaţie a razei atomice în grupă şi în perioadă nu sunt valabile pentru elementele din grupele secundare.

Raza ionică este o altă proprietate periodică fizică caracteristică speciilor chimice respective. Semnificaţia şi modul de variaţie ale acestei mărimi vor fi studiate la capitolul 3, „Legătura ionică".

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Compară raza atomică a elementului $_{13}$Al cu cea a elementului $_{49}$In.
2. Motivează variaţia razei atomice pentru elementele: $_{18}$Ar, $_{3}$Li, $_{17}$Cl, $_{38}$Sr.
3. Explică de ce $_{32}$Ge are raza atomică mai mare decât a elementului $_{35}$Br.
4. Găseşte în sistemul periodic elementele din grupele principale cu raza atomică cea mai mică, respectiv cu raza atomică cea mai mare.
5. Cunoscând modul de variaţie a razei atomice, compară densitatea potasiului cu densitatea germaniului.

2.3. ENERGIA DE IONIZARE*

Atomii elementelor tind să ajungă la configuraţia stabilă caracteristică gazelor nobile, prin cedare sau acceptare de electroni. Procesele acestea sunt însoţite de efecte termice (consum sau degajare de energie), deoarece electroniii sunt atraşi mai mult sau mai puţin de nucleu.

Energia de ionizare reprezintă cantitatea de energie consumată de un atom în stare gazoasă, la cedarea unui electron.

Dacă un atom cedează un singur electron, se consumă o *energie de ionizare primară*, dacă se cedează şi al doilea electron se consumă o altă energie numită *energie de ionizare secundară* etc. (tab. 1).

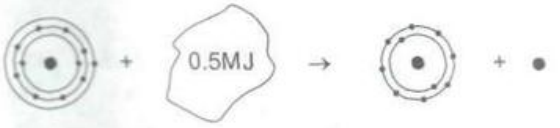
Element	Energie de ionizare (MJ/mol)		
	primară	secundară	terţiară
Li	0,5	7,3	11,8
Be	0,9	1,8	14,8
B	0,8	2,4	3,7

Tab. 1. Valorile energiilor de ionizare ale Li, Be, B

Fig. 5. Sodiu

Să luăm un exemplu la ionizarea atomului de sodiu:

$Na_{(g)} + Q \rightarrow Na^{+}_{(g)} + 1e^{-}$, Q – energie de ionizare



La transformarea atomului de sodiu în ion se consumă o anumită cantitate de energie Q pentru smulgerea electronului.

Li 0,52							
Na 0,5	Mg 0,74	Al 0,58	Si 0,79	P 1,01	S 1,00	Cl 1,25	Ar 1,52
K 0,42							
Rb 0,40							
Cs 0,38							

Fig. 6. Valorile energiilor de ionizare primare (în MJ) pentru elementele din grupa I A şi, respectiv, perioada a 3-a

• *Variaţia energiei de ionizare în sistemul periodic*

Activitate independentă

a. Analizând fig. 6 compară energia de ionizare a litiului (Li) cu cea a cesiului (Cs). Găseşte o explicaţie în acest sens.

b. Explică modul de variaţie a energiei de ionizare în perioadă prin compararea valorilor corespunzătoare elementelor din fig. 8.

Răspuns:

a. Litiul are energia de ionizare mai mare decât a cesiului. Atomul de litiu are doar două straturi electronice.

Atomul de cesiu are 6 straturi electronice, iar forţa de atracţie a nucleului asupra electronului de valenţă este mult mai mică comparativ cu a litiului. De aceea la cedarea electronului se consumă mult mai puţină energie în cazul atomului de cesiu, decât în cazul atomului de litiu. Cesiul are energia de ionizare mult mai mică decât a litiului.

b. Energiile de ionizare ale atomilor elementelor Li, Be, B etc. cresc în ordinea enumerată. Litiu are cea mai mică energie de ionizare, iar argonul are o energie de ionizare maximă.

Fig. 7. Cesiu

În grupele principale energia de ionizare scade de sus în jos; odată cu creşterea numărului de straturi electronice, scade forţa de atracţie a nucleului şi este necesară o energie din ce în ce mai mică pentru cedarea electronilor.

În perioadă energia de ionizare creşte de la stânga la dreapta, deoarece în acest sens creşte numărul electronilor de pe ultimul strat, care trebuie cedaţi.

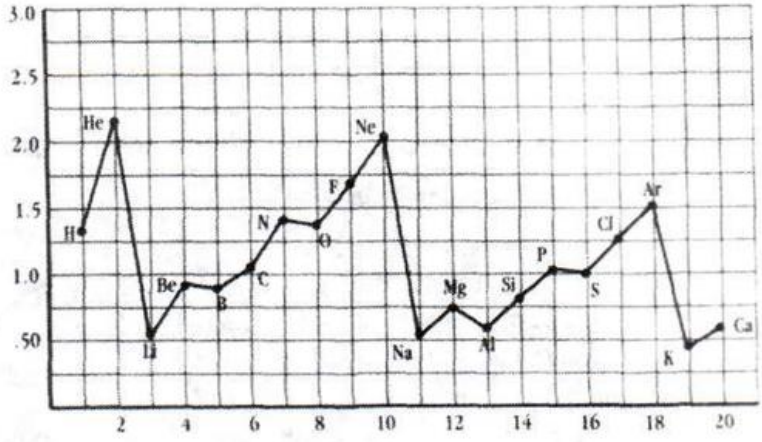


Fig. 8. Valorile energiilor de ionizare (MJ/mol) ale primelor 20 de elemente din sistemul periodic.

Valorile energiilor de ionizare reprezintă o măsură a reactivităţii acelor elemente care cedează electroni.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Compară energia de ionizare a elementului $_{20}X$ cu energia de ionizare a elementului $_{32}Y$.
2. Scrie următoarele elemente în sensul creşterii energiei de ionizare: $_{20}Ca$, $_{13}Al$, $_{10}Ne$, $_{19}K$, $_{17}Cl$.
3. Încercuieşte dintre afirmaţiile următoare pe cele care sunt corecte:
   a) Energia consumată pentru cedarea primului electron de către atomul de Mg este identică cu cea necesară cedării şi celui de-al doilea electron.
   b) Energia de ionizare creşte în grupă deoarece în acest sens creşte numărul atomic Z.
   c) $_{19}K$ are o energie de ionizare mai mică decât $_{16}S$.
   d) Cea mai mică energie de ionizare o au elementele din grupa I A.
   e) Elementele din grupa a VII-a A au energia de ionizare foarte mare.
4. Găseşte în sistemul periodic elementul cu energia de ionizare cea mai mică, respectiv pe cel cu energia de ionizare cea mai mare.

2.4 ELECTRONEGATIVITATEA

Atomii nemetalelor ajung la configuraţie stabilă prin acceptare sau punere în comun de electroni. Nemetalele sunt elemente cu afinitate mare pentru electroni.

Atomii metalelor au tendinţa de a ceda electroni (de a-i respinge) şi de aceea fizicianul L. Pauling a propus o mărime unică a cărei valoare să reflecte comportarea chimică a elementelor.

Electronegativitatea este mărimea ce caracterizează tendinţa atomilor elementelor implicaţi într-o legătură chimică, de a atrage electronii.

Linus Carl Pauling
(1901-1994)

Această mărime poate fi exprimată atât pentru metale, cât şi pentru nemetale, deci pentru toate elementele din sistemul periodic.

H 2,1							He
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	Kr

Tab. 2 – Electronegativităţile elementelor din grupele principale, perioadele 1, 2, 3, 4

• *Variaţia electronegativităţii în sistemul periodic*

Activitate independentă

a. Consultă tabelul 2 şi arată din ce cauză fluorul are electronegativitatea mai mare decât bromul.

b. Compară şi justifică folosind tabelul 2, variaţia electronegativităţii la elementele sodiu şi clor.

Răspuns

a. Fluorul are două straturi electronice, iar bromul are patru straturi electronice. Forţa de atracţie a nucleului atomului de fluor asupra electronilor este mult mai mare decât forţa de atracţie a nucleului atomului de brom asupra electronilor de valenţă.

b. Sodiul are electronegativitatea mult mai mică decât a clorului. Cu toate că cele două elemente sunt în perioada a 3-a ele au număr diferit de electroni pe ultimul strat. Atomul de sodiu are doar un singur electron pe care îl cedează ca să-şi realizeze configuraţie stabilă; tendinţa lui de a atrage electroni este minimă. Atomul de clor are şapte electroni pe ultimul strat şi acceptă cu uşurinţă un electron, pentru realizarea configuraţiei de octet.

În grupă electronegativitatea scade de sus în jos, căci scade forţa de atracţie a nucleului şi electronii sunt atraşi mai greu.

Electronegativitatea creşte în perioadă de la stânga la dreapta deoarece în acest sens scade numărul electronilor care trebuie acceptaţi.

* În perioada a 4-a valorile electronegativităţii elementelor din grupele principale cresc de la potasiu la brom (vezi tab. 2). În prima serie a metalelor de tip d, care aparţin tot perioadei a 4-a, electronegativitatea creşte progresiv de la Sc (1,2) la Ni (1,75), rămâne constantă la Cu (1,75) şi scade la Zn (1,66).

Valoarea electronegativităţii elementelor este importantă nu numai în aprecierea caracterului chimic al acestora, dar mai ales în determinarea naturii interacţiilor (legăturilor chimice) care se pot stabili între atomii elementelor (vezi capitolul 3).

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Se consideră elementele $_{34}A$ şi $_{19}B$. Compară aceste elemente din punct de vedere al:
   a) energiei de ionizare;
   b) electronegativităţii.
2. Scrie următoarele elemente în sensul creşterii electronegativităţii: $_{16}S$, $_{6}C$, $_{8}O$, $_{15}P$, $_{18}Ar$.
3. Completează spaţiile libere din următoarele afirmaţii:
   a) Electronegativitatea se referă la tendinţa elementelor de a ... electronii.
   b) În perioadă electronegativitatea ... de la dreapta la stânga.
   c) Elementul... are electronegativitatea cea mai mare.
   d) Un element cu electronegativitate... are energia de ionizare mică.

4. Alege variantele corecte referitoare la metalele alcaline (grupa IA):
   a) fac parte din blocul elementelor de tip s;
   b) atomii au pe stratul de valenţă un electron;
   c) au energie de ionizare mare;
   d) au electronegativitate mare;
   e) îşi realizează configuraţia stabilă prin cedare de electroni.

2.5. CARACTERUL METALIC. SODIUL

Proprietăţile chimice sunt determinate de structura electronică şi de tendinţa atomilor elementelor de a ajunge la configuraţie stabilă.

Caracterul metalic (electropozitiv) reprezintă tendinţa atomilor unui element de a ceda electroni şi de a forma ioni pozitivi.

Elementele din sistemul periodic care au caracter electropozitiv sunt metalele.

Caracterul metalic poate fi reprezentat printr-un proces de ionizare:

$M \rightarrow M^{n+} + ne^-$, n – nr. de electroni cedaţi

atom metalic — ion pozitiv

Caracterul electropozitiv al unui element poate fi apreciat prin valoarea energiei sale de ionizare. Cu cât energia de ionizare este mai mare, cu atât caracterul electropozitiv este mai mic şi invers.

Fig. 9. Magneziu

Variaţia caracterului metalic în grupă şi în perioadă

Pentru ilustrarea modului de variaţie a caracterului metalic în sistemul periodic, propunem efectuarea în laborator a unor experimente.

Activitate experimentală – Cercetarea caracterului metalic al unor elemente

Efectuează experimentele şi completează în caiet conform tabelului:

Denumire experiment	Materiale necesare	Mod de lucru	Reacţie chimică	Observaţii
1. Reacţia Na cu O_2 şi, respectiv, cu H_2O	- O bucăţică Na; - hârtie filtru; - cuţit; - cristalizor cu apă şi fenolftaleină; - sticlă de ceas.	- Taie cu atenţie pe hârtia de filtru, o bucată de Na cât un bob de mazăre. Observă culoarea în tăietură proaspătă. - Sodiul se pune în cristalizorul cu apă şi fenolftaleină. Observă desfăşurarea reacţiei.	1. a. $Na + O_2 \rightarrow ...$ 1. b. $Na + H_2O \rightarrow ... + ...$	
2. Reacţia K cu O_2, respectiv cu H_2O	- O bucăţică K; - hârtie filtru; - cuţit; - cristalizor cu apă şi fenolftaleină; - sticlă de ceas.	- Taie cu atenţie pe hârtia de filtru, o bucată de K cât un bob de mazăre. Observă culoarea în tăietură proaspătă. - Potasiul se pune în cristalizorul cu apă şi fenolftaleină. Observă desfăşurarea reacţiei.	2. a. $K + O_2 \rightarrow ...$ 2. b. $K + H_2O \rightarrow ... + ...$	

3. Reacţia Mg cu O_2 şi, respectiv, cu H_2O	- foiţe de Mg, cleşte de fier; - eprubetă cu apă şi fenolftaleină; - bec de gaz.	- Arde foiţa de Mg în flacăra becului cu gaz. Scrumul rezultat pune-l în eprubeta cu apă şi încălzeşte. - Pune într-o altă eprubetă cu apă şi fenolftaleină o foiţă de Mg. Fierbe amestecul. Scrie observaţiile şi reacţiile chimice.	3. a. $Mg + O_2 \rightarrow ...$ 3. b. $... + H_2O \rightarrow ...$ 3. c. $Mg + H_2O \rightarrow ... + ...$	
4. Reacţia Al cu O_2	- pulbere Al; - spatulă; - bec de gaz.	- Azvârle în flacăra becului de gaz pulbere de aluminiu. Scrie observaţiile şi reacţia chimică.	4. a. $Al + O_2 \rightarrow ...$	

Fig. 10. Reacţia magneziului cu oxigenul

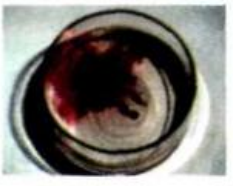


Fig. 11. Reacţia sodiului cu apa

Interpretarea observaţiilor:

Sodiul şi potasiul reacţionează uşor cu O_2, magneziul numai în flacără, iar aluminiul în flacără şi sub formă de pulbere, conform reacţiilor:

$$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O \qquad 4K + O_2 \rightarrow 2K_2O$$
$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO \qquad 4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$$

Cu apa sodiul reacţionează violent, magneziul numai la cald, iar aluminiul nu reacţionează. Potasiul reacţionează foarte violent cu apa; el se autoaprinde în timpul reacţiei chimice, deoarece reacţia este puternic exotermă. Au loc reacţiile:

$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow ; \quad 2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2\uparrow ;$$
$$Mg + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2\uparrow ;$$

Sodiul, magneziul, aluminiul sunt metale care se află în aceaşi perioadă. Reactivitatea acestora faţă de O_2 şi, respectiv, faţă de H_2O este o măsură a caracterului electropozitiv al acestora şi scade de la sodiu la aluminiu.

Atât sodiul, cât şi potasiul reacţionează cu O_2 şi, respectiv, cu apa, însă procesele au loc mult mai uşor în cazul celui de-al doilea element. Cele două metale sunt în aceeaşi grupă, însă caracterul electropozitiv al potasiului este mai mare decât cel al sodiului.

Caracterul electropozitiv în perioadă scade de la stânga la dreapta deoarece în acest sens creşte numărul electronilor care trebuie cedaţi.

Caracterul electropozitiv în grupele principale creşte de sus în jos; astfel creşte numărul de straturi, forţa de atracţie a nucleului scade, iar electronii sunt cedaţi mai uşor.

* Perioada a 4-a cuprinde elemente de tip s şi p, dar şi metale de tip d. Pentru elementele din grupele principale, caracterul electropozitiv scade de la stânga la dreapta. Această regulă nu este valabilă pentru elementele din grupele secundare, care se caracterizează printr-o comportare chimică asemănătoare şi un caracter electropozitiv slab.

• Variaţia tăriei bazelor

Principalii compuşi ai metalelor sunt bazele (hidroxizii).

Formula generală a acestora este:

$\boxed{M(OH)_n}$, n – valenţa metalului

Din experimentele efectuate s-a constatat că fenolftaleina s-a colorat în roşu intens în soluţia de NaOH şi în roz în soluţia de $Mg(OH)_2$.

Rezultă că NaOH este bază mai tare decât $Mg(OH)_2$.

Bazele metalelor din grupa I A sunt *baze tari* (solubile în apă), iar bazele metalelor de tip p şi, respectiv, d sunt *baze slabe* (insolubile).

Activitate independentă

a) Scrie procesele de ionizare ale K, Na, Mg, Al conform reacţiei generale;

b) Scrie formulele hidroxizilor acestor metale;

c) Ordonează hidroxizii de la punctul b) în sensul creşterii bazicităţii.

Răspuns:

a) $K \rightarrow K^+ + e^-$; $Na \rightarrow Na^+ + e^-$

$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$; $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$;

b) Hidroxizii (bazele) sunt: KOH, NaOH, $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$

c) Bazicitatea variază: $\longleftarrow$ KOH, NaOH, $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$

a b

Fig. 12. Culoarea indicatorilor în soluţie bazică
a – turnesol
b – fenolftaleină

Tăria bazelor variază în acelaşi sens cu caracterul metalic al elemenelor.

Cu cât creşte caracterul electropozitiv, cu atât tăria bazelor corespunzătoare ale elementelor este mai mare.

Fig. 13. Hidroxidul de fer este o bază insolubilă în apă

• *Sodiul – evidenţierea caracterului metalic*

Sodiul este elementul reprezentativ al metalelor, astfel încât prin studiul proprietăţilor sale se pot demonstra noţiunile teoretice referitoare la caracterul metalic.

Activitate independentă

Folosind şi concluziile de la activitatea experimentală precedentă, scrie referitor la elementul $_{11}Na$:

a) Configuraţia electronică şi poziţia în sistem;

b) Procesul prin care îşi realizează configuraţia stabilă;

c) Enumeră câteva din proprietăţile fizice;

d) Aprecieri asupra caracterului chimic al elementului;

e) Reacţiile chimice posibile ale Na cu: O_2, O_2 (exces), Cl_2, H_2, S, H_2O şi, respectiv, HCl.

Răspuns:

a) $_{11}Na$ are configuraţia electronică $1s^2, 2s^22p^6, 3s^1$; se află în sistemul periodic în grupa I A, perioada a 3-a; este un metal alcalin.

b) Procesul de ionizare: $Na \rightarrow Na^+ + e^-$, are caracter metalic.

c) Sodiul este un element cu proprietăţi fizice asemănătoare metalelor:
– solid, alb-argintiu.

Fig. 14. Sodiul se păstrează în petrol datorită reactivităţii foarte mari

– moale, uşor;
– bun conducător de căldură şi electricitate;
– maleabil şi ductil;
– punct de topire scăzut (98°C).

d) Sodiul este un element cu caracter electropozitiv puternic; dă toate reacţiile caracteristice metalelor, formând numai compuşi ionici;

e) Reacţiile chimice ale sodiului sunt:

$$4Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$$
$$2Na + O_2 \text{ (exces)} \rightarrow Na_2O_2 \text{ (peroxid de sodiu)}$$
$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$
$$2Na + H_2 \rightarrow 2NaH$$
$$2Na + S \rightarrow Na_2S$$
$$2Na + H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$
$$2Na + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2\uparrow$$

Fig. 15. Reacţia sodiului cu clorul

Rolul fiziologic al sodiului. Sodiul este un element indispensabil existenţei celulelor din organismele animale. Concentraţia sărurilor, deci şi a ionului de sodiu, determină presiunea osmotică normală a lichidelor. Sodiul măreşte îmbibaţia cu apă a coloizilor din celule. El se găseşte în special în serul sanguin, sub formă de NaCl, dar şi de bicarbonat şi fosfat de sodiu.

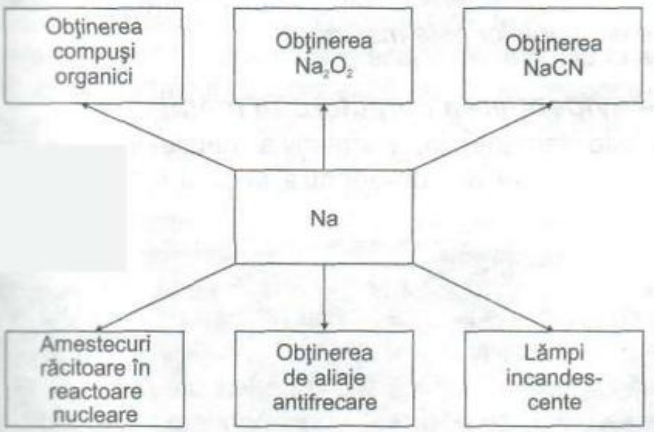


Fig. 16. Utilizările sodiului

Ştiaţi că ...

– peroxizii sunt compuşi care conţin ionul O_2^{2-}; ei sunt folosiţi pentru împrospătarea atmosferei încăperilor din submarine, nave spaţiale etc.?

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Pentru elementele $_{20}Ca$ şi $_{13}Al$:
   a) determină poziţia acestora în sistemul periodic;
   b) scrie procesele de ionizare;
   c) compară caracterul electropozitiv;
   d) scrie formulele bazelor corespunzătoare şi compară tăria acestora.

2. Scrie reacţiile litiului cu O_2 şi, respectiv, cu H_2O.
3. Scrie elementele: $_{31}Ga$, $_{14}Si$, $_{11}Na$, $_{17}Mg$, $_{19}K$ în sensul creşterii:
a) energiei de ionizare; b) caracterului metalic.
4. Două elemente din grupele principale, care se află în aceeaşi perioadă, formează hidroxizii: MOH şi $M'(OH)_4$.
a) compară caracterul electropozitiv al celor două metale;
b) scrie procesele de ionizare pentru M şi, respectiv, M';
c) compară intensitatea culorii fenolftaleinei în soluţiile celor două baze.
5. Două metale X şi Y participă la reacţia chimică:

$$X + Y_2O \rightarrow 2Y + XO$$

a) Care metal este mai electropozitiv?
b) Dă exemple de două metale care să corespundă lui X şi, respectiv, Y.
6. Se ştie că o bază tare dizlocuie o bază slabă din sarea acesteia.
A. Arată care din următoarele reacţii sunt posibile şi completează acolo unde este cazul:

a) $NaOH + AlCl_3 \rightarrow$
b) $LiOH + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$
c) $Zn(OH)_2 + CaCl_2 \rightarrow$
d) $Ca(OH)_2 + Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow$
e) $Mg(OH)_2 + KCl \rightarrow$
f) $NH_4Cl + KOH \rightarrow$

B. Cercetează experimental posibilitatea desfăşurării acestor reacţii.
7. Alege din afirmaţiile de mai jos, pe acelea care se referă la proprietăţile sodiului:
a) este o substanţă cu duritate mare;
b) este de culoare cenuşie;
c) are rază atomică mare, deci densitate mică;
d) are caracter electropozitiv mare; formează doar compuşi ionici;
e) formează cu apa o bază cu tărie mare.
8. O probă de $_{11}Na$ are $0,48184 \cdot 10^{24}$ atomi. Află:
a) numărul tuturor electronilor din proba de sodiu;
b) masa probei de sodiu;
c) cantităţile de acid sulfuric în grame şi moli necesare reacţiei cu proba considerată de sodiu.
9. O bucăţică de sodiu care cântăreşte 2,3 g este pusă în 100ml apă. Află concentraţia procentuală a soluţiei finale.

2.6. CARACTERUL NEMETALIC. CLORUL

Reactivitatea unor elemente este determinată nu numai de tendinţa atomilor acestora de a ceda electroni. Există elemente a căror comportare chimică constă în capacitatea atomilor acestora de a accepta electroni.

Caracterul nemetalic (electronegativ) reprezintă tendinţa atomilor elementelor de a accepta electroni şi de a forma ioni negativi.

Elementele din natură care au caracter electronegativ sunt *nemetalele* (S, Br_2, C, N_2, O_2 etc.).

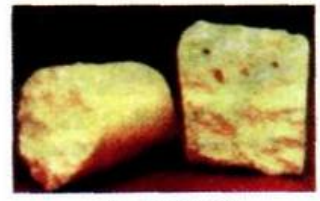


Fig. 17. Sulful

Fig. 18. Bromul

Procesul de ionizarea a atomului de nemetal:

N + ne⁻ → N^{n-}, n – nr. de electroni acceptaţi

atom de nemetal ion de nemetal

• *Variaţia caracterului nemetalic în sistemul periodic*

Demonstrăm variaţia caracterului nemetalic în urma efectuării unor experimente.

Activitate experimentală: – Cercetarea caracterului nemetalic al unor elemente

Efectuează experimentele şi completează pe caiet cerinţele din tabel:

Denumire experiment	Materiale necesare	Mod de lucru	Reacţie chimică	Observaţii
1. Reacţia NaBr cu apa de clor	- NaBr soluţie; - apă de clor; - cloroform.	Peste soluţia de NaBr adaugă apa de clor. Agită şi apoi pune cloroform. Scrie observaţiile şi ecuaţia reacţiei chimice.	$NaBr + Cl_2 \rightarrow ... + ...$	Apa de clor este soluţia rezultată în urma „dizolvării" clorului în apă.
2. Reacţia KI cu apa de clor	- KI soluţie; - apă de clor; - cloroform.	Peste soluţia de KI se adaugă apa de clor. Agită şi apoi pune cloroform. Scrie observaţiile şi ecuaţia reacţiei chimice.	$KI + Cl_2 \rightarrow ... + ...$	
3. Reacţia KI cu apa de brom	- KI soluţie; - apă de brom; - cloroform.	Experimentul se efectuează ca mai sus, doar că foloseşti apă de brom în loc de apă de clor. Scrie observaţiile şi ecuaţia reacţiei chimice	$KI + Br_2 \rightarrow ... + ...$	Apa de brom se obţine prin „dizolvarea" bromului în apă.

Răspuns:

Clorul substituie atât bromul din NaBr, cât şi iodul din KI. Astfel, clorul are o reactivitate mai mare decât a bromului, respectiv iodului, deci caracter electronegativ mai puternic (fig. 19 şi fig. 20).

$$2NaBr + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + Br_2$$

$$2KI + Cl_2 \rightarrow 2KCl + I_2$$

Bromul substituie iodul din KI; înseamnă că bromul are caracter electronegativ mai puternic decât al iodului. Reacţia corespunzătoare este:

$$2KI + Br_2 \rightarrow 2KBr + I_2$$

În seria halogenilor studiaţi caracterul electronegativ variază astfel:

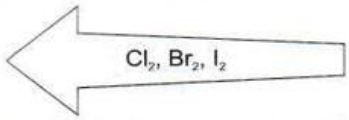


Fig. 19. Reacţia clorului cu bromura de sodiu

În grupă caracterul electronegativ scade de sus în jos, deoarece forţa de atracţie a nucleului scade, iar electronii sunt acceptaţi mai greu.

Activitate independentă

Compară caracterul nemetalic al $_{15}P$ cu caracterul metalic al $_{17}Cl$.

Răspuns:

Fosforul are configuraţia electronică $1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^3$; are $5e^-$ pe ultimul strat.
Clorul are configuraţia electronică $1s^2, 2s^2p^6, 3s^2p^5$; are $7e^-$ pe ultimul strat.
Pentru realizarea configuraţiei stabile atomul de clor acceptă uşor un singur electron, pe când atomul de fosfor are de acceptat trei electroni. Din această cauză clorul este mai electronegativ decât fosforul.

Caracterul electronegativ creşte în perioadă de la stânga la dreapta, deoarece în acest sens scade numărul electronilor care trebuie acceptaţi.

• În perioada a 4-a sunt nemetalele As, Se, Br, iar Ge este un semimetal (are proprietăţi asemănătoare atât metalelor, cât şi nemetalelor). Caracterul electronegativ al elementelor din perioada a 4-a creşte de la stânga la dreapta, conform regulii generale, însă este mult mai mic decât al nemetalelor din primele trei perioade.

• Variaţia tăriei acizilor în sistemul periodic

• Principalii compuşi ai nemetalelor sunt acizii. Aceştia se clasifică în:
a) hidracizi HCl, H_2S etc. b) oxiacizi HNO_3, H_3CO_3 etc.

Activitate independentă

Scrie hidracizii şi oxiacizii cei mai des întâlniţi, corespunzători nemetalelor: Si, P, S şi Cl;

Răspuns:

Hidracizii: SiH_4, PH_3, H_2S, HCl; Oxiacizii: H_4SiO_4; H_3PO_4; H_2SO_4; $HClO_4$

Tăria acizilor creşte cu creşterea caracterului electronegativ al nemetalelor (fig. 21).

Variaţia aciditătii în seria hidrurilor halogenilor este o excepţie; atomul de halogen cu cât este mai electronegativ, cu atât atrage mai mult atomul de hidrogen, care este cu atât mai greu pus în libertate.

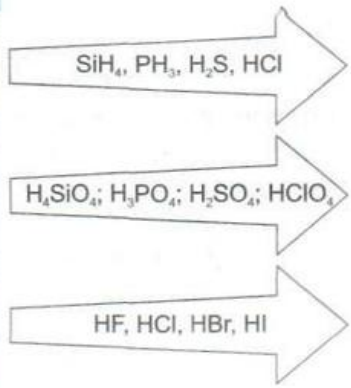


Fig. 21. Variaţia tăriei hidracizilor şi oxiacizilor

• Clorul – evidenţierea caracterului nemetalic

Clorul este un element cu caracter electronegativ puternic şi de aceea dă toate reacţiile caracteristice nemetalelor.

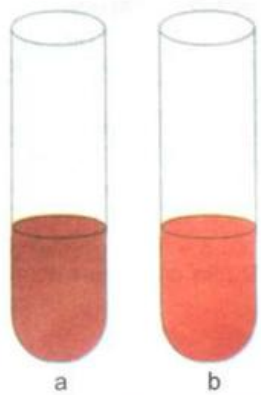
Activitate independentă

Pentru elementul $_{17}Cl$ răspunde următoarelor cerinţe:
a) modelează configuraţia electronică şi determină poziţia în sistemul periodic;
b) scrie procesul de ionizare a atomului de $_{17}Cl$;
c) enumeră proprietăţile fizice ale clorului;
d) scrie reacţiile chimice ale clorului cu H_2, Fe, Cu, H_2O, NaOH şi, respectiv, KBr. Scrie răspunsurile şi compară cu concluziile următoare.

Răspuns:

a) Atomul $_{17}Cl$ are configuraţia electronică $1s^2, 2s^22p^6, 3s^23p^5$.
Clorul este element de tip p; se află în perioada a 3-a, grupa a VIII-a A.

Fig. 20. Reacţia clorului cu iodura de potasiu



a b

Fig. 22. Culoarea indicatorilor în soluţie acidă
a – turnesol
b – metiloranj

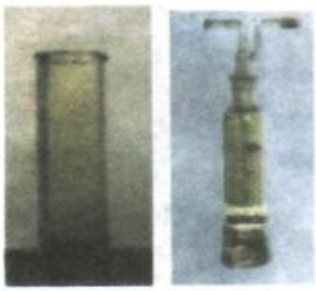


Fig. 23. Clorul şi apa de clor

Ştiaţi că ...

– denumirea de halogen provine din limba latină (*halos* – sare şi *gennao* – de naştere)?

– denumirea clorului provine de la grecescul *chloros* – galben verde?

Acizi	Săruri de Na
HCl acid clorhidric	NaCl clorură de Na
HClO acid hipocloros	NaClO hipoclorit de Na
$HClO_2$ acid cloros	$NaClO_2$ clorit de Na
$HClO_3$ acid cloric	$NaClO_3$ clorat de Na
$HClO_4$ acid percloric	$NaClO_4$ perclorat de Na

Tab. 3 – Acizii clorului şi sărurile corespunzătoare

Clorul este un halogen, deoarece face parte din grupa a VII-a numită şi grupa halogenilor.

b) Procesul de ionizare: $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$.

c) Proprietăţi fizice:

– gaz galben-verzui, mai greu decât aerul, are miros neplăcut, sufocant.

Este solubil în apă (deoarece reacţionează cu aceasta) şi uşor solubil în cloroform, CCl_4 etc.

d) Reacţiile chimice ale clorului sunt:

$$Cl_2 + H_2 \rightarrow 2HCl$$

$$3Cl_3 + 2Fe \rightarrow 2FeCl_3$$

$$Cl_2 + Cu \rightarrow CuCl_2$$

Cu metalele clorul formează săruri în starea superioară de valenţă a acestora.

$$Cl_2 + H_2O \rightarrow HOCl + HCl$$

$$HOCl \rightarrow HCl + [O],\ [O] \text{ – atom de oxigen sau oxigen activ}$$

$$Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaOCl + NaCl$$

Clorul formează cu apa şi, respectiv, hidroxidul de sodiu amestecuri de reacţie cu caracter puternic oxidant. De aceea soluţiile respective sunt folosite pentru sterilizarea apei şi decolorarea hârtiei.

$$Cl_2 + 2KBr \rightarrow 2KCl + Br_2.$$

Clorul dezlocuie ceilalţi halogeni din sărurile lor.

Acţiunea fiziologică a clorului: Clorul este un gaz cu miros puternic, sufocant, iritant. Inspirat împreună cu aerul, ajunge în plămâni, atacă membrana acestora şi permite astfel pătrunderea plasmei sanguine în alveolele pulmonare. Se produce un blocaj la nivelul plămânului numit edem pulmonar.

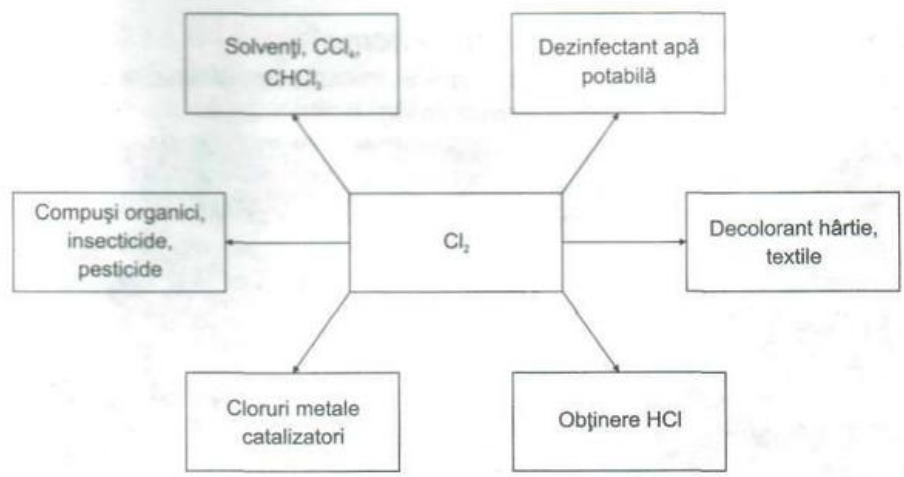


Fig. 24. Utilizările clorului

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Pentru elemente $_{8}O$ şi $_{15}P$ se cer:
a) poziţia elementelor în sistemul periodic;
b) care din cele două elemente ionizează mai uşor;
c) hidrurile nemetalelor şi caracterul chimic al acestora.
2. Un element X are configuraţia: $1s^2$, $2s^2p^6$, $3s^2p^4$.
a) Precizează caracterul electrochimic al lui X;
b) Modelează procesul de ionizare al lui X;
c) Care este formula chimică a hidracidului acestui element?
3. Scrie elementele $_{16}S$, $_{6}C$, $_{17}Cl$, $_{9}F$ în sensul creşterii:
a) caracterului electronegativ; b) acidităţii hidrurilor acestor elemente.
4. Un acid tare poate dizlocui un acid slab din sărurile acestuia. Completează reacţiile posibile şi justifică:

a) $H_2CO_3 + Na_2SO_4 \rightarrow ...$
b) $HBr + CuS \rightarrow ...$
c) $HNO_3 + AlPO_4 \rightarrow ...$
d) $HF + KI \rightarrow ...$
e) $HI + CaF_2 \rightarrow ...$
f) $BaSO_3 + HCl \rightarrow ...$

5. Calculează masa atomică a clorului, ştiind că el se găseşte în natură sub formă de $^{35}_{17}Cl$ (75%) şi ^{37}Cl (25%).
6. Completează spaţiile libere din următoarele afirmaţii:
a. Caracterul nemetalic al clorului este ... decât al fluorului.
b. Clorul este un ... cu miros ... şi astfel poate ataca căile respiratorii.
c. Apa de clor are caracter ..., care poate fi pus în evidenţă cu ajutorul indicatorilor.
d. Metalele de tip d formează cu clorul compuşi cu valenţa ... a acestora.
e. Clorul se foloseşte ca ... pentru apa potabilă şi ca ... pentru materiale textile.
7. Înscrie în spaţiul liber din stânga cifrelor reactanţilor din coloana A, literele corespunzătoare ale produşilor rezultaţi din coloana B.

A	B
... 1. $HCl + Fe \rightarrow$	a. nu are loc
... 2. $Cl_2 + H_2O \rightarrow$	b. $FeCl_2$
... 3. $Cl_2 + KI \rightarrow$	c. $FeCl_3 + H_2$
... 4. $KCl + Br_2 \rightarrow$	d. $FeCl_2 + H_2$
... 5. $Fe + Cl_2 \rightarrow$	e. $FeCl_3$
	f. $KCl + I_2$
	g. $2HCl + O_2$

8. Află numărul de molecule de clor care în reacţie cu H_2 să formeze 73 mg HCl.
9. 456,25 g Cl_2 este folosit în exces cu 20% în reacţia cu fierul. Substanţa obţinută este dizolvată în apă şi se obţine o soluţie de concentraţie 70%. Află masa soluţiei finale şi cantitatea de apă necesară.
10. Ce cantitate de „apă de clor" 10% este necesară reacţiei cu bromură de potasiu, astfel încât să se obţină 0,3 moli HBr_2?

2.7.* CARACTERUL ACIDO-BAZIC AL OXIZILOR ELEMENTELOR PERIOADEI A 3-A ŞI GRUPEI A 14-A (IV A)

Fig. 25. Oxidul de aluminiu

• *Noţiuni generale despre oxizi*

Elementele chimice formează cu oxigenul compuşi chimici numiţi oxizi.

Formula generală a oxizilor:

E_2O_n , n – valenţa elementului

Oxizii se clasifică în funcţie de natura elementului conţinut, respectiv după comportarea lor chimică conform tabelului 4.

Tip de oxid	Exemple	Reacţia chimică cu apa
1. Oxizi metalici (oxizi bazici)	Na_2O, CaO, Li_2O, CuO, Al_2O_3 etc.	$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$ $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
2.Oxizi nemetalici (oxizi acizi)	CO_2, SO_3, Cl_2O_7, P_2O_5 etc.	$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$

Tab. 4 – Clasificarea oxizilor elementelor

Fig. 26. Oxidul de mangan

• *Caracterul chimic al oxizilor elementelor perioadei a 3-a*

Activitate independentă

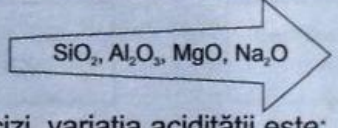
Scrie pentru elementele perioadei a 3-a:

a) oxizii bazici în ordinea creşterii caracterului bazic;

b) oxizii acizi în ordinea creşterii caracterului acid.

Răspuns

a) bazicitatea variază în seria oxizilor metalelor astfel:



b) pentru oxizii acizi, variaţia aciditătii este:

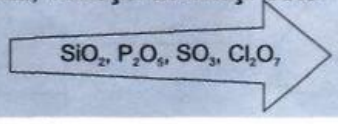


Fig. 27. Sticlă gravată

Dioxidul de siliciu este un compus care poate reacţiona atât cu un acid, cât şi cu o bază.

Acidul fluorhidric este singura substanţă care reacţionează cu SiO_2 în condiţii obişnuite.

$$SiO_2 + 4HF \rightarrow SiF_4 + 2H_2O$$

Această reacţie este folosită în practică pentru gravarea obiectelor din sticlă (sticla se obţine din SiO_2), acidul fluorhidric fiind singura substanţă care atacă sticla.

Hidroxidul de sodiu reacţionează cu dioxidul de siliciu numai în stare topită şi formează silicatul de sodiu:

$$SiO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2O$$

Dioxidul de siliciu are reactivitate foarte redusă, având fie caracter slab bazic, fie caracter slab acid în funcţie de substanţa cu care reacţionează.

• *Caracterul chimic al oxizilor elementelor grupei a 14-a (IV A)*

Activitate independentă

Referitor la elementele perioadei a 14-a (IV A):

a) Scrie formulele chimice ale oxizilor elementelor corespunzătoare;

b) Explică de ce dioxidul de carbon este un oxid acid, pe când dioxidul de plumb este un oxid bazic;

c) Ce comportare chimică are dioxidul de germaniu?

Răspuns

a) Oxizii cei mai importanţi ai elementelor perioadei a IV-a A sunt:

$$CO_2,\ SiO_2,\ GeO_2,\ SnO_2,\ PbO_2;$$

b) Dioxidul de carbon este un oxid cu caracter slab acid deoarece carbonul este un element cu caracter electronegativ mic.

Dioxidul de plumb este un oxid bazic cu reactivitate scăzută deoarece plumbul are o tendinţă mică de a ceda electroni. În plus se cunoaşte că în grupă caracterul nemetalic scade de sus în jos, iar cel metalic creşte în acelaşi sens.

c) Germaniul este un semimetal şi oxidul său are o comportare asemănătoare dioxidului de siliciu. Conform variaţiei caracterului chimic în grupă, GeO_2 are proprietăţi bazice puţin mai pronunţate decât ale SiO_2.

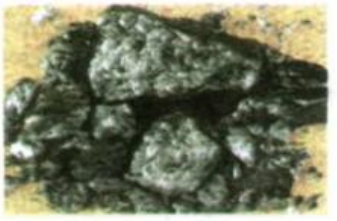


Fig. 28. Siliciu

Oxizii elementelor se mai numesc şi *anhidride acide* sau *anhidride bazice*, după natura substanţei formate de aceştia în reacţie cu apa.

Caracterul acido-bazic al oxizilor variază în funcţie de caracterul chimic al elementelor conţinute. Astfel cu cât caracterul chimic (metalic sau nemetalic) al elementului este mai pronunţat, cu atât caracterul bazic, respectiv acid al oxidului este mai mare. Oxizii elementelor active reacţionează uşor cu apa, formând acidul sau baza corespunzătoare.

Caracterul acid al anhidridelor acide variază în acelaşi sens cu tăria oxiacizilor pe care aceştia îi formează cu apa. În acelaşi mod tăria unei baze variază direct proporţional cu caracterul bazic al oxidului metalic corespunzător (fig. 30).

Fig. 29. Dioxid de siliciu (cuarţ)

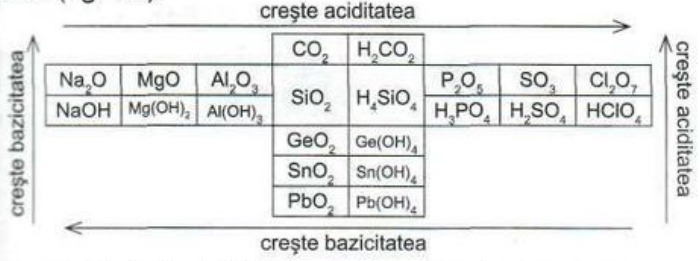


Fig. 30. Variaţia acidităţii şi bazicităţii elementelor din perioada a 3-a şi grupa a IV-a A

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Încercuieşte varianta corectă din următoarele afirmaţii:

a. oxizii acizi au reactivitate cu atât mai mare, cu cât nemetalul conţinut este mai activ;

b. oxizii metalici reacţionează cu bazele, sărurile acide şi cu metale active;

c. oxidul de aluminiu este mai reactiv decât oxidul de sodiu, deoarece aluminiul are valenţe 3, pe când sodiul are valenţa 1;

d. oxizii elementelor cu reactivitate mică dau greu reacţie cu apa;

e. heptaoxidul de clor formează cu apa un acid mai tare decât acidul format de pentaoxidul de fosfor în reacţie cu apa;

f. dioxidul de plumb are caracter bazic mai puternic decât caracterul bazic al dioxidului de staniu.

2. Alege dintre substanţele de mai jos pe acelea care reacţionează cu MgO şi scrie ecuaţiile reacţiilor chimice: a. HNO_3 b. KOH c. Ca d. H_2O e. SiO_2 f. Al.

3. Scrie reacţiile GeO_2 cu HCl, Na_2CO_3 şi, respectiv, KOH.

4. Identifică substanţele a...d şi scrie ecuaţiile reacţiilor chimice:

$CO_2 + a \rightleftarrows H_2CO_3$; $CO_2 + c \rightarrow b$;

$CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow b + a$; $CO_2 + NaOH \rightarrow d + a$.

5. Ce cantitate de fosfor este necesar ca în reacţia cu oxigenul să formeze 200 g amestec cu 22% trioxid de fosfor şi restul pentaoxid de fosfor?

6. 48,6 g de amestec de oxid de magneziu şi oxid de aluminiu, în raport molar de 3:2 este tratat cu o soluţie de H_2SO_4 49%. Află masa soluţiei de acid folosită.

2.8. VALENŢA ELEMENTELOR

Atomii elementelor îşi realizează configuraţia stabilă de dublet sau de octet prin cedare-acceptare de electroni, fie prin punere în comun de electroni.

Valenţa este capacitatea atomilor unui element de a se combina sau de a substitui atomii altui element.

Electronii cu care un atom participă la formarea legăturilor chimice se găsesc de obicei pe ultimul strat; de aceea acesta se mai numeşte şi *strat de valenţă.*

Valenţa elementelor ai căror atomi transferă electroni se numeşte *electrovalenţă.* Atunci când atomii elementelor pun în comun electroni, valenţa acestora se numeşte *covalenţă* (tab. 5).

Elemente	Proces de realizare a configuraţiei	Valenţa
Metal M	$M \rightarrow M^{n+} + ne^-$	electrovalenţa (+n)
Nemetal N	$N + ne^- \rightarrow N^{n-}$	electrovalenţa (–n)
Nemetale N_1, N_2	$N_1\bullet + \bullet N_2 \rightarrow N_1\bullet\bullet N_2$	covalenţa (1)

Tab. 5 – Tipuri de valenţă

Activitate independentă

Completează pe caiet tabelul şi determină valenţele elementelor din perioada a 3-a. Trage concluzii.

Grupa	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
Element								
Formulă oxizi								
Formulă hidracizi								
Valenţa								

Tab. 6. Determinarea valenţei elementelor din perioada a 3-a

Răspuns:

a) Elementele din grupele principale I-IV A au în general *valenţa egală cu numărul grupei.* Însă metalele din grupele III A şi IV A pot avea valenţă variabilă egală cu numărul grupei şi, respectiv, cu numărul grupei minus doi (tab. 6).

b) Elementele aflate în grupele V A - VII A *au valenţa egală cu 8 – numărul grupei.* Există şi aici excepţii prezentate în tabelul 7. Aceste elemente au valenţă minimă faţă de elementele slab electronegative şi valenţă maximă faţă de elementele puternic electronegative.

Grupa	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
Valenţe posibile	I	II	I, III	II, IV	III, V	II, IV, VI	I, III, V, VII	0

Tab. 7. Valenţele elementelor din grupele I-VIII A

Elementele din grupele secundare au cel mai adesea valenţe variabile. Acestea sunt prezentate în tabelul 8 pentru cei mai importanţi reprezentanţi ai metalelor de tip d.

Element	Fe	Cu	Zn	Ag	Cr	Hg	Ni	Au
Valenţe posibile	II, III	I, II	II	I	III, VI	I, II	II	I, III

Tabelul 8. Valenţele unor elemente din grupele secundare

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Modelează procesele prin care atomii $_{12}Mg$ şi, respectiv, $_{8}O$ îşi realizează configuraţia stabilă.
2. a) Arată cum îşi realizează atomul de hidrogen configuraţia stabilă în NaH şi, respectiv, H_2O;
   b) Determină valenţele hidrogenului în compuşii consideraţi.
3. În tabelul de mai jos sunt prezentaţi oxizii şi oxiacizii sulfului.

Valenţa	2	4	6
OXIZI	Nu există	SO_2	SO_3
OXIACIZI	Nu există	H_2SO_3	H_2SO_4

a) Ce concluzie se desprinde?

b) Dă şi alte exemple de compuşi în care sulful are valenţa 4 şi, respectiv, 6.

c) Dă exemple de compuşi în care sulful are valenţa 2.

4. Se consideră oxizii: Al_2O_3, CrO_3, Ag_2O, NO, Cl_2O_7, P_2O_5. Scrie elementele din oxizi în sensul creşterii valenţei.

5. Scrie sulfurile posibile ale ferului şi determină compoziţia procentuală elementară şi prin raport de masă a acestora.

Obs. Elementul chimic $_{26}Fe$ este cunoscut prin denumirea de „fier"; însă termenul corect este „fer".

Dacă vrei să ştii mai mult...

Afinitatea pentru electroni

Atomii nementalelor îşi realizează configuraţia stabilă prin acceptarea de electroni. Procesul este însoţit de o anumită cantitate de energie, numită *afinitate pentru electroni.*

Afinitatea pentru electroni reprezintă cantitatea de energie care se degajă la acceptarea de electroni de către un atom, cu formarea unui ion negativ.

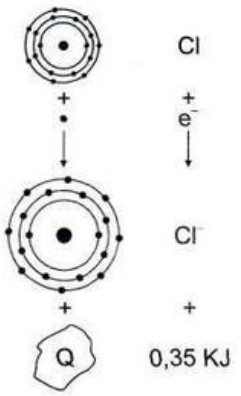


Fig. 31. Afinitatea pentru electroni în cazul clorului

Procesul de ionizare la acceptarea unui electron de atomul de nemetal X este:

$$X_{(g)} + e^- \rightarrow X^-_{(g)} + Q,\ Q - \text{energia degajată}$$

Această energie provine din cuplarea spinului electronului acceptat cu spinul partenerului său de pe un orbital din atom, ocupat iniţial de un singur electron.

Afinitatea pentru electroni este o măsură a caracterului nemetalic al elementelor; cu cât afinitatea pentru electroni este mai mare, cu atât caracterul electronegativ al elementului este mai mare.

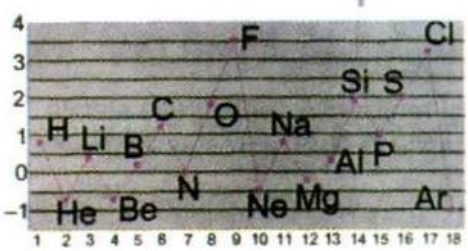


Fig. 32. Variaţia afinităţii pentru electroni la primele 18 elemente din sistemul periodic

Această mărime caracteristică elementelor variază în sistemul periodic în funcţie de numărul atomic Z, deci este o proprietate periodică fizică.

În grupă, afinitatea pentru electroni scade de sus în jos. Aceasta deoarece pe măsură ce înaintăm în grupă are loc creşterea numărului de straturi, forţa de atracţie scade, iar electronul este acceptat mai greu. Rezultă că se degajă din ce în ce mai puţină energie la acceptarea electronului de către atomii elementelor dispuse de sus în jos în grupă.

Cu toate că atomii elementelor din aceeaşi perioadă, au un număr identic de straturi electronice, numărul electronilor acceptaţi diferă.

Atomul de fosfor acceptă mult mai greu trei electroni, faţă de atomul de clor, care primeşte doar un singur electron pentru realizarea configuraţiei de octet.

În grupă afinitatea pentru electroni scade de sus în jos.

Afinitatea pentru electroni creşte în perioadă de la stânga la dreapta.

În sistemul periodic, nemetalele din grupa a VII-a A sunt elementele cu cea mai mare afinitate pentru electroni.

SUMAR

■ Legea care guvernează aşezarea elementelor în sistemul periodic este legea periodicităţii.

■ Raza atomică este distanţa de la nucleu la stratul de valenţă al atomului.

■ Energia de ionizare este cantitatea de energie consumată la cedarea de electroni, pentru un atom în stare gazoasă.

■ Electronegativitatea arată tendinţa atomilor elementelor implicaţi într-o legătură chimică, de a atrage electronii.

■ Caracterul metalic este proprietatea atomilor elementelor de a ceda electroni şi de a forma ioni pozitivi.

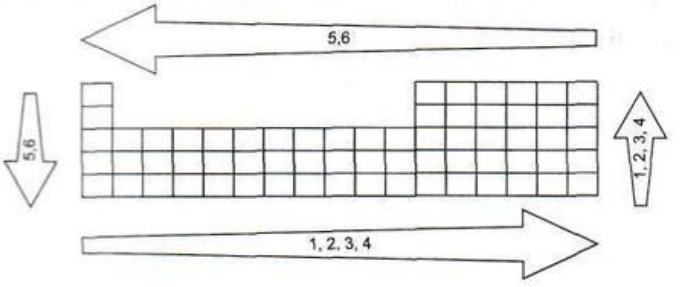
■ Sodiul este un element reprezentativ al metalelor. Sodiul reacţionează cu substanţe simple (O_2, H_2, Cl_2, S etc.), dar şi cu substanţe compuse (H_2O, acizi etc.).

■ Caracterul nemetalic este proprietatea atomilor elementelor de a accepta electroni şi de a forma ioni negativi.

■ Clorul este un element reprezentativ al nemetalelor. Clorul dă reacţii cu substanţe simple (Na, Fe, Cu, C, H_2), dar şi cu substanţe compuse (H_2O, NaI, NaOH etc.).

■ Variaţia proprietăţilor elementelor în sistemul periodic este schematizată mai jos:

– caracter nemetalic 1
– afinitate pentru electroni 2
– electronegativitate 3
– energia de ionizare 4
– caracter metalic 5
– rază atomică 6



Sugestii de proiecte

1. Dimitri Ivanovici Mendeleev este recunoscut în special din reuşita sa în alcătuirea, pentru prima dată, a tabelului periodic al elementelor. Activitatea ştiinţifică a acestuia a fost însă mult mai amplă. Alcătuieşte un referat în care să prezinţi contribuţia lui D. I. Mendeleev la dezvoltarea chimiei.

2. În manual este prezentată variaţia proprietăţilor elementelor de tip s şi p în sistemul periodic. Pentru elementele de tip d apar nişte abateri de la regulile generale studiate.

Alcătuieşte o echipă cu colegii tăi, în care fiecare să prezentaţi, într-o dezbatere, variaţia unei anumite proprietăţi periodice pentru aceste elemente, având grijă să subliniaţi cauzele care determină aceste anomalii.

3. Elementele supergrele ($Z > 105$) se obţin numai în laboratoarele de cercetare şi în condiţii speciale, având durată de existenţă uneori foarte redusă.

Caută în literatura de specialitate şi alcătuieşte un referat cu privire la obţinerea şi caracteristicile unui astfel de element. Alţi colegi de-ai tăi pot studia alte elemente şi astfel veţi putea organiza o dezbatere cu privire la elementele descoperite recent de către atomişti.

4. Seriile lantanidelor şi, respectiv, actinidelor (elemente de tip f) se găsesc dispuse la baza sistemului periodic al elementelor. Puţini cunosc aceste elemente care se găsesc în cantităţi mici în natură dar au multe aplicaţii în diferite domenii. Prezintă într-un referat câteva caracteristici generale, dar mai ales utilizările lantanidelor, iar un coleg de-al tău aceleaşi obiective pentru actinide. Comparaţi prin ce se aseamănă şi prin ce se deosebesc aceste serii de elemente.

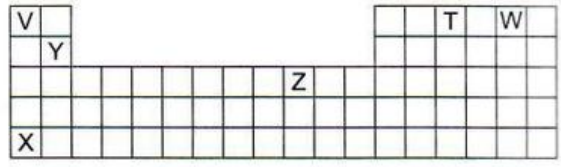
5. Gazele nobile reprezintă o „familie" de elemente cu caracteristici proprii.
Prezintă colegilor tăi cât mai multe informaţii despre gazele nobile referitoare la:
a) denumire, simboluri, când şi de cine au fost descoperite;
b) proprietăţi fizice;
c) reactivitate;
d) stare naturală
e) utilizări.

6. Cu ajutorul colegilor tăi şi al profesorului, găseşte cât mai multe mostre de elemente. Pe un carton, desenează sistemul periodic şi aşază mostra fiecărui element în căsuţa corespunzătoare. Obţii astfel un material didactic pe care îl poţi expune în laboratorul de chimie.

TEST DE EVALUARE

1. Explicaţi semnificaţia conceptelor: strat de valenţă, electronegativite, caracter electronegativ, apă de clor..... 2p.

2. Pentru elementele V, X, Y, Z, T, W arată care din afirmaţiile următoare sunt adevărate şi care sunt false?



a) raza atomică a lui T este mai mică decât cea a lui V;
b) X are energia de ionizare cea mai mare;
c) W are electronegativitatea cea mai mare;
d) T şi W au electrovalenţă egală cu numărul grupei;
e) Hidroxidul metalului Z este o bază mai tare decât hidroxidul metalului Y;
f) X este cel mai electropozitiv element;
g) HW este cel mai tare hidracid..... 3p.

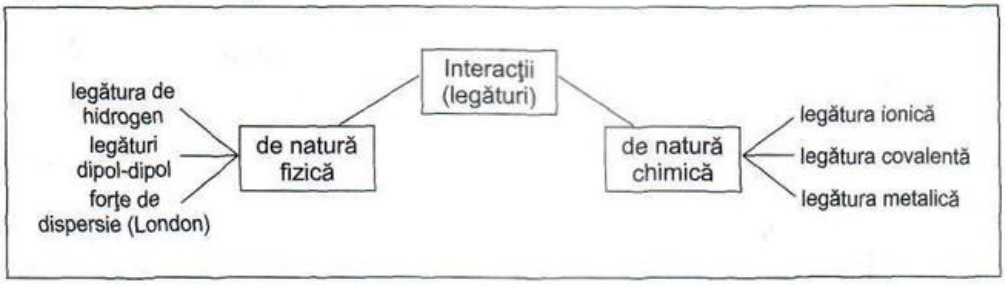
3. Metalele A şi B din aceeaşi grupă principală ($Z_A<Z_B$) formează oxizi cu formula M_2O_3.
a) Scrie reacţia generală de obţinere a oxidului M_2O_3.
b) Care din cele două metale reacţionează mai uşor cu O_2?
c) Scrie formulele bazelor celor două metale şi arată care are tăria cea mai mare..... 2p.

4. Ce formulă chimică are oxidul cu raportul de masă S : O = 2 : 3? Precizează valenţa S în oxidul considerat.....2p.

Notă: Se acordă 1 punct din oficiu.
Timp de lucru – 50 minute.

Substanţele sunt alcătuite din particule: atomi, ioni, molecule. Atomii se transformă în ioni prin transfer de electroni, iar moleculele se obţin din atomi prin punere în comun de electroni.

Coeziunea particulelor unei substanţe este asigurată de forţele de atracţie dintre particule care se numesc *legături* sau *interacţii.*



Interacţiile de natură chimică sunt mult mai puternice decât interacţiile de natură fizică.

3.1. LEGĂTURA IONICĂ

Din lecţiile anterioare am ajuns la concluzia că atomii cedează sau acceptă electroni, în funcţie de configuraţia electronică. Comportarea chimică a atomilor elementelor este determinată de tendinţa lor de a ajunge la configuraţia stabilă.

Legătura ionică este o forţă de atracţie electrostatică între ioni de semn contrar.

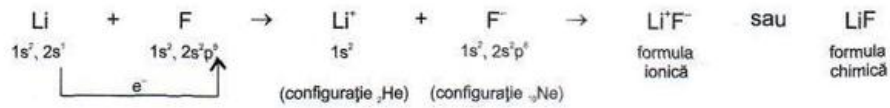
Atomul metalului cedează electroni şi se transformă în *ion pozitiv*, iar atomul nemetalului acceptă electroni şi se transformă în *ion negativ.* Între cei doi ioni apare o forţă de atracţie electrostatică numită *legătură ionică* sau *electrovalentă.*

Modul de formare a legăturii ionice a fost elaborat în anul 1916 de chimistul german W. Kossel şi este cunoscut în chimie sub numele de *teoria electrovalenţei.*

Walther Kossel (1888-1956)

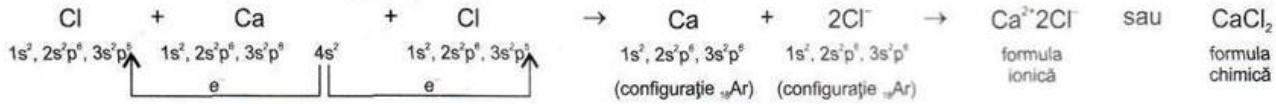
• *Modelări ale formării legăturii ionice*

a) Fluorura de litiu (LiF):



Atomul de litiu a ajuns la configuraţie stabilă de dublet în urma cedării electronului său atomului de fluor, care în acest fel a ajuns la configuraţie de octet. Între cei doi ioni, cu configuraţie stabilă, se stabileşte o forţă de atracţie care este *legătura ionică.*

b) Clorura de calciu ($CaCl_2$):



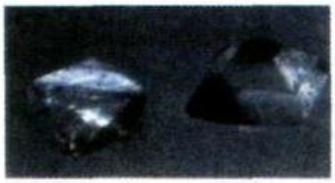
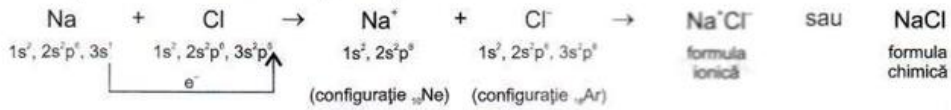


Fig. 1. Fluorură de calciu

Atomul de calciu cedează doi electroni de pe substratul 4s pentru a-şi realiza configuraţia stabilă în Ca^{2+}. Doi atomi de clor acceptă fiecare câte un electron şi se transformă în ioni negativi Cl^-.

Între ionul pozitiv Ca^{2+} şi cei doi ioni negativi Cl^- se formează legături ionice.

c) Clorura de sodiu (NaCl):



Atomul de sodiu cedează un electron atomului de clor. În acest mod cei doi atomi se transformă în ioni şi ajung la configuraţia stabilă a gazului rar corespunzător (fig. 2).

Compuşii cu legături ionice sunt:

a) oxizii metalelor active: Na_2O, MgO, Al_2O_3 etc.

b) bazele: $NaOH$, $Fe(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ etc.

c) sărurile: $ZnCl_2$, $CaCO_3$, Na_2S etc.

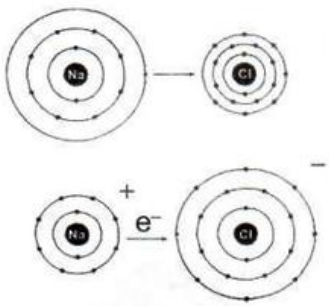


Fig. 2. Formarea legăturii ionice în clorura de sodiu

• Ionii

Ionii sunt specii chimice cu sarcină electrică. Ei se obţin din atomi în urma cedării sau acceptării de electroni de către atomi. În ioni numărul protonilor din nucleu este diferit de numărul electronilor din învelişul electronic.

Ionii se clasifică după:

a) tipul sarcinii:
- pozitivi (cationi); Al^{3+}, Cu^+, Na^+ etc.;
- negativi (anioni): NO_3^-, Cl^-, HO^- etc.

b) numărul atomilor conţinuţi:
- monoatomici: Te^{3+}, Be^{2+}, I^- etc.;
- poliatomici: SO_4^{2-}, NH_4^+, CO_3^{2-} etc.

c) valoarea sarcinii:
- monovalenţi: F^-, Ag^+, Li^+ etc.;
- polivalenţi: Cr^{3+}, PO_4^{3-}, SO_3^{2-} etc.

Stabilitatea unui ion este cu atât mai mare cu cât sarcina lui este mai mică şi masa mai mare.

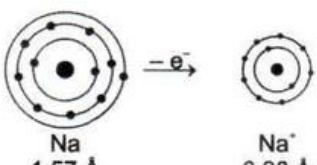


Fig. 3. Raza atomică şi raza ionică la sodiu

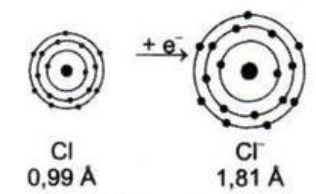


Fig. 4. Raza atomică şi raza ionică la clor

• * Raza ionică şi variaţia în sistemul periodic

Raza ionică este teoretic distanţa de la nucleu la ultimul strat al ionului existent într-o reţea ionică.

Activitate independentă

Explică de ce raza ionului Na^+ este mai mică decât a atomului Na.

Răspuns:

Ionul de sodiu are doar două straturi electronice, pe când atomul de Na are trei straturi electronice.

Ionul pozitiv are raza mai mică decât a atomului de la care provine (fig. 3).

Raza atomică a ionului negativ este mai mare decât a atomului corespunzător (figura 4).

Activitate independentă

Urmăreşte figura 5 şi trage concluzii asupra variaţiei razei ionice în sistemul periodic. Justifică raţionamentul!

Răspuns:

Ionul Na^+ are raza mai mare decât a ionului Al^{3+}; ionul de Cs^+ are raza cea mai mare faţă de razele celorlalţi ioni din grupa I A.

Li^+ 0,68		
Na^+ 0,98	Mg^{2+} 0,65	Al^{3+} 0,45
K^+ 1,33		
Rb^+ 1,48		
Cs^+ 1,67		

Fig. 5. Valorile razelor (Å) unor ioni pozitivi în grupa I A şi perioada a 3-a

În grupă raza ionică creşte de sus în jos deoarece creşte numărul straturilor electronice ale ionilor.

În perioadă raza ionică scade de la stânga la dreapta deoarece creşte numărul sarcinilor electrice, forţa de atracţie creştere, iar raza scade („contracţia razei").

Rezultă că în grupă şi perioadă raza ionică variază ca şi raza atomică (vezi cap. 2).

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. În şirul de substanţe de mai jos, subliniază pe acelea care conţin legături ionice:
$Cu(NO_3)_2$, H_2O, CCl_4, KI, H_2SO_4, MgO, $BeCl_2$, NH_4I, LiOH, CO_2, K_2SO_3, Cs_2S, H_2S, NaH, CH_4, $(NH_4)_3PO_4$.

2. Modelează formarea legăturii ionice în:

a. MgO; b. CaH_2; c. $FeCl_3$;

3. Se consideră elementele $_{38}X$ şi $_{35}Y$;

a. află poziţiile elementelor în sistemul periodic;

b. scrie caracterul chimic şi valenţa;

c. modelează legătura chimică între X şi Y şi scrie formula chimică a compusului;

d. compară razele particulelor din compusul chimic rezultat cu razele atomilor iniţiali.

4. Completează tabelul pe caiet:

Substanţa	Formula ionică	Ionizarea atomului de metal	Ionizarea atomului de nemetal
1. $AlCl_3$			
2. Na_2S			
3. Fe_2O_3			
4. MgF_2			

5. Atomul de S are raza de 1,04 Å, pe când ionul de S^{2-} are raza de 1,90Å. Explică de ce raza ionului negativ este mai mare decât a atomului de la care provine.

6. Ordonează ionii următori în sensul creşterii razei atomice: Al^{3+}, Ca^{2+}, Mg^{2+}, S^{2-}.
7. Dă câte două exemple de:
a) cationi polivalenţi;
b) ioni negativi trivalenţi;
c) anioni poliatomici;
d) ioni pozitivi poliatomici, monovalenţi.
8. Identifică ionul izoelectronic cu:
a) Ne şi cu sarcina –1;
b) Ne şi cu sarcina +3;
c) Ar şi cu sarcina –2;
d) Kr şi cu sarcina +2.
9. Află numărul de atomi de oxigen care reacţionează cu $24,092 \cdot 10^{22}$ atomi de aluminiu.
10. Câţi cationi şi câţi anioni se găsesc în 0,3 moli Fe_2S_3?

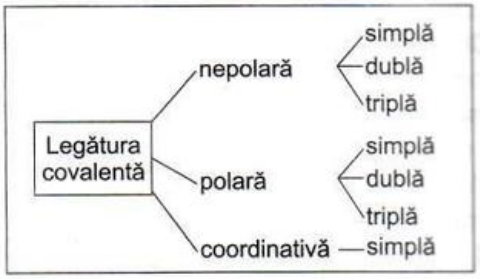
3.2. LEGĂTURA COVALENTĂ

Gilbert Newton Lewis (1875-1946) – autor al teoriei covalenţei

Legătura covalentă se formează între atomi de nemetale, prin punere în comun de electroni.

Orbitalii atomici, monoelectronici fuzionează între ei şi formează un orbital molecular complet ocupat. Acesta învăluie nucleele atomilor iniţiali şi conţine doi electroni cu spin opus (fig. 6). Sistemul format este foarte stabil şi se numeşte *moleculă*.

Legătura covalentă se clasifică conform schemei:



Legăturile covalente pot fi simple, duble, triple după numărul electronilor puşi în comun.

a. Legătura covalentă simplă (sigma-σ) se formează atunci când atomii pun în comun câte un singur electron.

Exemple:

– formarea moleculei de hidrogen (H_2):

$$H \bullet + \bullet H \rightarrow H\!:\!H \text{ sau } H - H,\ H_2 - \text{moleculă}$$

În molecula de H_2 atomii au configuraţie stabilă de dublet.

– formarea moleculei de acid clorhidric (HCl):

$$H \bullet + \bullet \ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}\!: \rightarrow H\!:\!\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}\!: \text{ sau } H - Cl,\ HCl - \text{moleculă}$$

O. A. + O. A. → O. M.

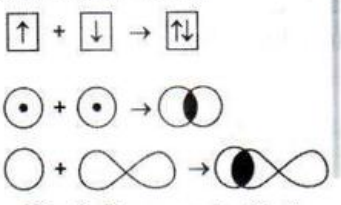


Fig. 6. Formarea legăturii covalente prin fuzionarea a doi orbitali de tip s şi, respectiv, s cu p; O.A. – orbital atomic, O. M. – orbital molecular

În molecula de HCl atomul de hidrogen are configuraţie de dublet, pe când cel de clor are configuraţie de octet.

Activitate independentă

Modelează formarea legăturii covalente în molecula de Cl_2.

Răspuns:

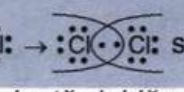
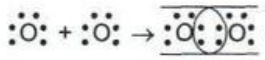


Fig. 7. Modelul moleculei de clor

b. *Legătura covalentă dublă se formează atunci când atomii pun în comun câte doi electroni pentru realizarea configuraţiei stabile.*

Exemple:

– formarea moleculei de oxigen:



Fiecare atom de oxigen şi-a realizat configuraţia de octet.

– formarea moleculei de dioxid de carbon

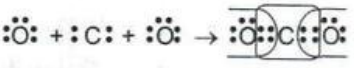


Fig. 8. Modelul moleculei de oxigen

Activitate independentă

Modelează formarea legăturii covalente în substanţa H_2CO (metanal). Aceasta conţine două legături covalente simple între atomii de H şi C şi o legătură covalentă dublă între atomul de C şi atomul O.

Răspuns:

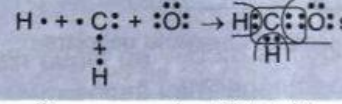
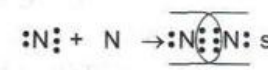


Fig. 9. Modelul moleculei de dioxid de carbon

c. *Legătura covalentă triplă se formează atunci când atomii pun în comun câte trei electroni.*

Exemple:

– formarea moleculei de azot:



Atomii de azot şi-au realizat în moleculă configuraţia de octet.

– formarea moleculei de acid cianhidric:

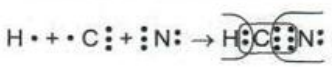


Fig. 10. Modelul moleculei de azot

În molecula de HCN atomul de hidrogen are configuraţia de dublet, iar atomii de carbon respectiv, azot au configuraţie de octet.

Activitate independentă

Molecula de acetilenă (C_2H_2) conţine o legătură triplă între atomii de C şi două legături simple între atomi de C şi H. Modelează formarea legăturilor covalente în această moleculă.

Răspuns:

Fig. 11. Modelul moleculei de fosfor

• Legătura covalentă nepolară

Legătura covalentă nepolară se formează între nemetale, prin punere în comun de electroni între atomi identici sau atomi cu electronegativităţi apropiate.

Electronii puşi în comun de atomii de nemetal sunt atraşi în mod egal de către aceştia. Astfel are loc o distribuţie simetrică de sarcină între cei doi atomi în cadrul *moleculei nepolare*.

Exemple de molecule nepolare sunt în H_2, Cl_2, O_2, N_2, P_4, S_8 etc.

Legături covalente nepolare se pot stabili şi între atomii de nemetale dispuşi într-un aranjament ordonat, fără ca să rezulte neapărat molecule (ex.: C, Si, Ge etc.).

În tabelul 1 sunt prezentate cele mai importante substanţe elementare din sistemul periodic, care prezintă legături covalente nepolare.

	Gr IV A	Gr V A	Gr VI A	Gr VII A
H_2	C Si Ge	N_2 P_4	O_2 S_8	F_2 Cl_2 Br_2 I_2

Tab. 1 – Substanţe care conţin legături covalente nepolare

Fig. 12. Modelul moleculei de sulf

• Legătura covalentă polară

Legătura covalentă polară se formează prin punere în comun de electroni între atomi cu electronegativitate diferită.

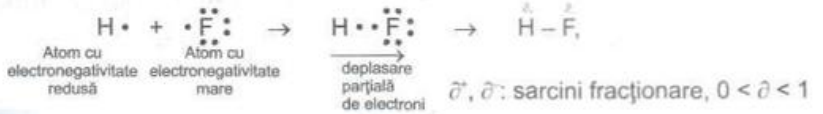
Atomul cu electronegativitate mai mare atrage către el electronii puşi în comun, astfel încât are loc o deplasare parţială a acestora. Celălalt atom al moleculei rămâne cu densitate mai mică de electroni. Se formează astfel două centre cu densităţi de sarcină diferite şi anume:

– polul negativ reprezentat de atomul puternic electronegativ (σ–);

– polul pozitiv constituit din celălalt atom al moleculei (σ+).

Molecula rezultată se numeşte *moleculă polară* sau *dipol*.

Exemplu molecula de acid fluorhidric



Exemple de substanţe cu molecule polare: HCl, H_2O, NH_3, H_2SO_4 etc.

Polaritatea unei molecule este cu atât mai mare cu cât diferenţa de electronegativitate dintre atomii nemetalelor care pun în comun electroni este mai mare.

Activitate independentă

Compară polaritatea moleculei de H_2O cu cea a moleculei de H_2S.

Răspuns:

Atomul de oxigen este mai electronegativ decât cel de sulf. Diferenţa de electronegativitate este mai mare în cazul moleculei de apă, care are polaritatea mai mare decât a moleculei de hidrogen sulfurat (figura 13).

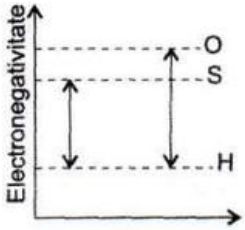


Fig. 13. Diferenţa de electronegativitate între hidrogen, sulf şi oxigen

Există molecule în care legătura covalentă se formează între atomi diferiţi şi totuşi acestea sunt nepolare. Moleculele de CO_2, CH_4 şi CCl_4 au structuri simetrice, iar deplasările de sarcină ale unor legături pe anumite direcţii sunt anulate de deplasările de sarcină ale celorlalte legături pe direcţii opuse. În molecula de CO_2 cele două legături C = O sunt pe aceeaşi axă, astfel încât deplasarea de electroni spre dreapta este anulată de cea spre stânga (fig. 14).

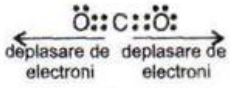


Fig. 14. Molecula de dioxid de carbon este nepolară

* Aceeaşi situaţie se întâlneşte şi la moleculele metanului, respectiv tetraclorurii de carbon. Aceste substanţe organice conţin legături simple polare, dispuse tetraedric, dar pe ansamblu moleculele acestor substanţe sunt nepolare (fig. 15). În continuare sunt reprezentate legăturile covalente din:

a) molecula de CH_4: b) molecula de CCl_4:

Fig. 15. Modelul moleculei de metan

Din punct de vedere al deplasării de sarcină legătura covalentă polară este intermediară între legătura covalentă nepolară şi legătura ionică (tab. 2).

Legătură chimică	Deplasare de sarcină e^-	Sarcina electrică a particulei rezultate
1. Legătură covalentă nepolară	0	0 (moleculă nepolară)
2. Legătură covalentă polară	parţială	∂^+, ∂^- (fracţionară), $0 < \partial < 1$ (moleculă polară)
3. Legătură ionică	totală	+1, –1 (ioni)

Tab. 2 – Legăturile covalente şi deplasările de electroni

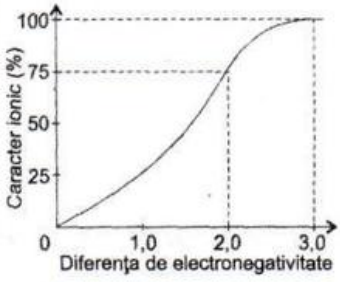


Fig. 16. Dependenţa caracterului chimic al unei interacţii de diferenţa de electronegativitate

În figura 16 este reprezentată relaţia dintre diferenţa de electronegativitate şi caracterul ionic al legăturii care se poate forma între două elemente diferite. În continuare vom analiza modul cum din valorile electronegativităţilor elementelor se poate determina natura legăturii chimice dintre acestea.

Activitate independentă

Cunoscând că valorile electronegativităţilor K, O şi S sunt respectiv 0,8; 3,5; 2,5 (vezi tabelul 2, pag. 26) află natura legăturilor care se formează între aceste elemente.

Răspuns:

a) Diferenţa de electronegativitate între K şi O este de 2,7, ceea ce corespunde din diagramă la o legătură chimică cu aproximativ 85% caracter ionic, iar 15% este covalent. În K_2O este o legătură ionică.

b) Diferenţa de electronegativitate între S şi O este de 1. Rezultă 25% caracter ionic şi 75% caracter covalent. Este o legătură covalentă polară în SO_2.

c) Între K şi S există o diferenţă de electronegativitate de 1,7. Legătura formată între cele două elemente are 68% caracter ionic şi restul covalent. Înseamnă că K_2S este o substanţă ionică.

Fig. 17. Modelul ionului amoniu

• *Legătura covalent-coordinativă*

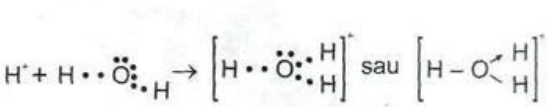
Legătura covalent-coordinativă este legătura care se formează prin punere în comun de electroni, numai că electronii puşi în comun provin de la un singur atom numit donor; celălalt atom are orbitali liberi unde se pot fixa electronii donorului şi se numeşte acceptor.

Această legătură se mai numeşte şi *legătura donor-acceptor* sau *legătură dativă*. A: + B → A:B sau A – B.

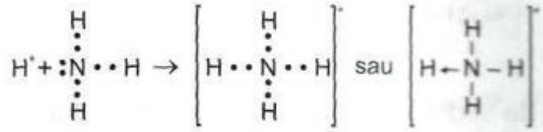
Pentru a se diferenţia de o legătură covalentă normală, legătura dativă se reprezintă printr-o săgeată: A → B.

Exemple de specii chimice care conţin legături coordinative sunt:

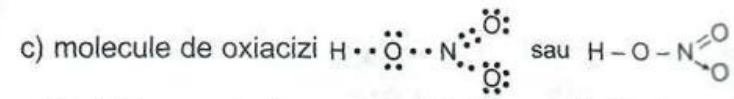
a) ionul hidroniu



b) ionul amoniu



c) molecule de oxiacizi



Legătura covalent-coordinativă se poate forma numai între specii chimice care posedă perechi de electroni neparticipanţi şi, respectiv, între specii chimice care au substraturi cu orbitali liberi sau incomplet ocupaţi. Această legătură dativă nu se deosebeşte de legătura covalentă decât prin modul de formare, însă nu poate fi decât legătură covalentă simplă.

• * *Combinaţii complexe*

Combinaţiile complexe reprezintă o clasă de compuşi chimici cu importanţă practică deosebită care conţin şi legături covalente coordinative. Aceste substanţe se caracterizează printr-o stabilitate foarte mare.

Exemple de combinaţii complexe: a) $[Ag(NH_3)_2]OH$ – hidroxid diamino de argint I;

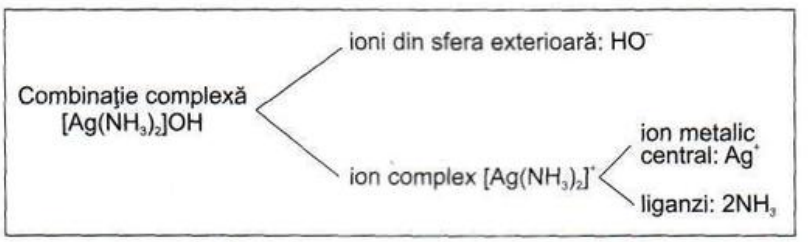
b) $Ke_4[Fe(CN)_6]$ – hexacionoferat II de potasiu;
c) $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$ – hexaxionoferat II de fer III;
d) $Na[Al(OH)_4]$ – tetrahidroxoaluminat de sodiu.

Activitate experimentală – Obţinerea unor combinaţii complexe

Efectuează experimentele şi completează în caiet cerinţele din tabel.

Denumire experiment	Materiale necesare	Mod de lucru	Reacţie chimică	Observaţii
1. Obţinerea $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$	- soluţii de $CuSO_4$, NaOH şi NH_3 - eprubete.	- pune 1 ml soluţie NaOH peste 1 ml soluţie $CuSO_4$; - adaugă soluţie NH_3 până la dizolvarea precipitatului; Scrie observaţiile, reacţiile chimice şi denumirea combinaţiei complexe obţinute.	$CuSO_4 + NaOH \rightarrow ... + ...$ $... + NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2$	
2. Obţinerea $K_2[HgI_4]$	- soluţii de KI şi $HgCl_2$; - eprubete.	- pune 0,5 ml soluţie KI peste 2ml soluţie $HgCl_2$; - adaugă soluţie de KI până la dizolvarea precipitatului; Scrie observaţiile, reacţiile chimice şi denumirea combinaţiei complexe obţinute.	$KI + HgCl_2 \rightarrow ... + ...$ $... + KI \rightarrow K_2[HgI_4]$	

Structura unei combinaţii complexe este:



Între ionul complex şi ionii din sfera exterioară se stabilesc *legături ionice,* iar între ionul metalic central şi liganzi există *legături coordinative.*

Liganzii sunt molecule sau ioni cu perechi de electroni neparticipanţi (NH_3, H_2O, CO, CN^-, HO^-, Cl^-, I^- etc.). Numărul de liganzi care se leagă de ionul metalic central se numeşte *număr de coordinare* şi poate avea valorile 2, 4, 6, 8.

Ionul metalic central conţine în structura sa orbitali liberi, unde se pot fixa electronii neparticipanţi ai liganzilor (fig. 18). Aceştia sunt de obicei ioni ai metalelor de tip p, respectiv ai metalelor de tip d (Al^{3+}, Sn^{4+}, Pb^{4+}, Zn^{2+}, Cu^{2+}, Fe^{3+} etc.).

Denumirea combinaţiilor complexe se face întotdeauna prin citirea elementului sau grupării de elemente de la sfârşitul formulei, precizând indicii liganzilor şi valenţele metalelor (atunci când este cazul). În funcţie de tipul combinaţiei complexe, se denumesc succesiv:

a) ion din sfera exterioară + indice + ligand + numele ionului metalic central (valenţa);

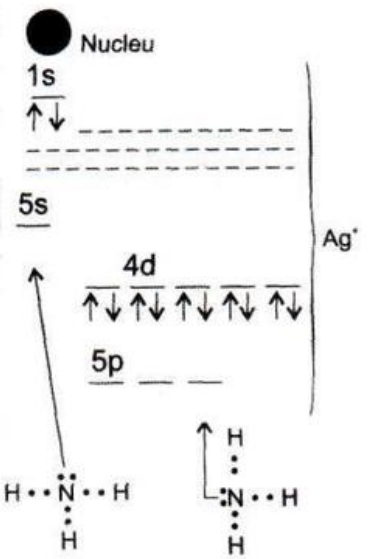


Fig. 18. Formarea legăturii coordonative între Ag^+ (ion metalic central) şi molecule de NH_3 (liganzi)

Exemplu: $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ – sulfat tetraamino de cupru II

b) indice + ligand + ion central (valenţă) + ion din sfera exterioară.

Exemplu: $Na_2[Zn(OH)_4]$ – tetrahidroxozincat de sodiu

Combinaţiile complexe se folosesc în chimia analitică, pentru identificări calitative şi cantitative ale ionilor deoarece cel mai adesea sunt frumos colorate; de asemenea sunt utilizate la obţinerea coloranţilor, oglinzilor, ca solvenţi etc.

În natură există combinaţii complexe precum clorofila (pigmentul verde din plante) şi hemina (componentă a hemoglobinei) care determină culoarea roşie a sângelui.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Subliniază în şirul de substanţe de mai jos pe acelea care prezintă numai legături covalente: CO, Na_2CO_3, H_2SO_3, $CuCl_2$, CH_4, NO_2, KI, Cl_2O_7, NH_4I, N_2, CS_2, NH_4NO_3, SiO_2, KH, NH_3, Na_3N, AgOH, HI.

2. Modelează formarea legăturii covalente în moleculele de: a) NH_3, b) H_2S, c) CCl_4, d) CS_2, e) $Na_2[Zn(OH)_4]$.

3. Bifează în tabelul următor tipul de legătură covalentă existentă în substanţele considerate:

Substanţa	Legătură covalentă nepolară			Legătură covalentă polară			Legătură cov. coordinativă
	simplă	dublă	triplă	simplă	dublă	triplă	
CO_2							
$[Cu(NH_3)_2]Cl$							
HCN							
NH_4OH							
PH_3							
C (grafit)							

4. Scrie în sensul creşterii polarităţii următoarele şiruri de substanţe:

a. hidrura azotului, fluorului, carbonului şi, respectiv, oxigenului.

b. oxidul cu valenţa maximă al carbonului, sulfului şi, respectiv, al fosforului.

5. Se consideră elementul $_{33}A$:

a. află poziţia elementului în sistem;

b. caracter chimic şi valenţa;

c. formulele chimice ale oxizilor elementului A.

d. modelează formarea legăturii chimice în combinaţia hidrogenului cu elementul A.

6. Trasează săgeţi între substanţele considerate şi tipul de molecule din care acestea sunt formate.

Molecule nepolare		Molecule polare
	H_2O	
	CH_4	
	P_4	
	CO	
	H_2S	
	CO_2	
	SO_3	
	HNO_3	

7. Se consideră combinaţia complexă $Na_2[Pb(OH)_4]$.
a) scrie denumirea;
b) precizează structura acestei combinaţii complexe şi tipul legăturilor chimice conţinute;
c) obţine în laborator substanţa considerată, folosind soluţie de $Pb(NO_3)_2$ şi soluţie de NaOH.

3.3. INTERACŢII ÎNTRE MOLECULE

Johannes Diderik van der Waals (1837-1923)

Moleculele sunt sisteme stabile formate din atomi care au pus în comun electroni. Între molecule se stabilesc forţe de atracţie relativ slabe, care se numesc *legături intermoleculare*. Abaterile gazelor reale de la legile gazelor ideale au putut fi motivate şi prin existenţa acestor interacţii.

Savantul J. van der Waals a studiat şi a arătat pentru prima dată că între moleculele substanţelor sau atomii gazelor rare apare aceste tip de interacţii. Cele mai importante interacţii între molecule sunt legătura de hidrogen şi legăturile van der Waals (dipol-dipol, forţe de dispersie etc.).

• *Legătura de hidrogen*

• *Legătura de hidrogen* se formează între molecule foarte polare. Exemple de substanţe cu legături de hidrogen: H_2O, HF, alcooli etc.

Legătura de hidrogen se stabileşte între atomul de hidrogen al unei molecule şi atomul cu electronegativitate foarte mare şi volum mic al unei molecule vecine (fig. 19).

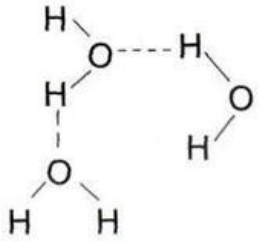


Fig. 19. Legătura de hidrogen între moleculele de apă

Consecinţa existenţei acestor legături între molecule este formarea asociaţiilor de molecule. De exemplu: $(HF)_n$, $(H_2O)_n$ etc.

Prezenţa asociaţiilor de molecule determină creşterea anormală a punctelor de fierbere şi creşterea solubilităţii substanţelor în apă (vezi 4.2.1).

• * *Legăturile van der Waals*

Legăturile dipol-dipol sunt forţe de atracţie electrostatică slabe care apar între moleculele polare. De fapt ele se formează între polii de semn contrar a două molecule vecine (fig. 20).

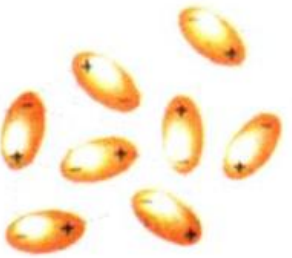


Fig. 20. Legături dipol-dipol

Se pot da ca exemplu de substanţe între moleculele cărora apar legături dipol-dipol: HCl, H_2S, SO_3 etc.

Interacţii de aceeaşi natură se stabilesc şi la dizolvarea în apă a substanţelor polare. Dacă în apă se dizolvă substanţe ionice, se formează *legături ioni-dipol* între moleculele de apă şi ionii proveniţi din cristal (vezi cap. 4.2).

Forţele de dispersie (după chimistul London în 1929) *sunt forţe de coeziune care se exercită între molecule nepolare, dar şi între atomi de gaze rare.* Dacă distanţa dintre particule este foarte mică, atunci apar forţe de respingere determinate de repulsiile electronilor din straturilor de valenţă ale atomilor. Tăria forţelor de dispersie este determinată de distanţa dintre particule, de forma şi masa lor.

Exemple de substanţe între particulele cărora apar forţe London: He, Ne, Cl_2, CH_4, H_2, N_2, CCl_4 etc.

Lichefierea şi, respectiv, cristalizarea gazelor la temperaturi scăzute sunt fenomene explicate numai admiţând prezenţa forţelor London sau a altor interacţii van der Waals. Legătura de hidrogen este mult mai puternică decât legăturile van der Waals (legături dipol-dipol, forţe de dispersie etc.).

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Încercuieşte afirmaţiile adevărate şi corectează-le pe cele false.

a. Legăturile dipol-dipol se stabilesc între molecule polare.

b. Prezenţa legăturilor intermoleculare este susţinută de anomaliile care apar în comportarea substanţelor care le conţin.

c. Legăturile intermoleculare sunt forţe de atracţie electrostatică foarte puternice.

d. Între moleculele de H_2 şi, respectiv, HCl se stabilesc legături de hidrogen.

e. Prezenţa legăturilor de hidrogen într-o substanţă determină mărirea punctului de fierbere al acelei substanţe.

f. Între atomii gazelor rare nu apar interacţii.

2. Compară HF şi H_2S din punct de vedere al:

a. tipului legăturilor intra- şi intermoleculare conţinute;

b. punctului de fierbere;

c. solubilităţii în apă.

3. Motivează de ce legătura ionică este mai puternică decât legătura de hidrogen, cu toate că amândouă sunt forţe de atracţie electrostatică.

4. Ordonează substanţele în sensul creşterii tăriei legăturilor dintre particule: Al_2O_3, N_2, H_2O, HI, $C_{diamant}$, Na.

5. Exemplifică proprietăţi ale substanţelor care susţin existenţa legăturilor van der Waals între particulele acestora.

6. Completează tabelul pe caiet.

Substanţă	Legătură intramoleculară	Legătură intermoleculară
1. N_2		
2. Na		
3. HI		
4. CH_4		
5. Xe		
6. CO_2		
7. H_2O		

Dacă vrei să ştii mai mult...

Legătura metalică

Metalele au o *structură cristalină*, iar între atomii metalelor se stabileşte *legătură metalică*.

Cristalele metalelor sunt compacte, deoarece au un atom de metal înconjurat în imediata vecinătate de un număr maxim de atomi identici (cel mai adesea 12 şi mai rar 8 atomi), iar întreg ansamblul ocupă cel mai mic volum posibil.

Metalele cristalizează în una dintre următoarele reţele cristaline:
a) reţea cubică cu feţe centrate; b) reţea hexagonală;
c) reţea cubică centrată intern.

Formarea legăturii metalice este determinată de prezenţa în cadrul cristalului a unui număr mare de atomi identici. De aceea, această legătură nu poate fi de natură ionică sau de natură covalentă.

Deoarece metalele sunt în număr foarte mare în sistemul periodic, proprietăţile acestora sunt uneori extrem de variate.

Teoriile emise cu privire la formarea legăturii metalice sunt multe, fiecare în parte explicând unele proprietăţi ale metalelor, dar pe altele mai puţin.

Cea mai recunoscută la ora actuală, este *teoria benzilor de energie.* Conform acestei teorii, în reţeaua metalului un număr mare de atomi pun în comun electronii din stratul de valenţă. Astfel se unesc straturile de valenţă ale atomilor singulari şi se formează o bandă de energie extinsă, numită *bandă de valenţă* (fig. 22). În această bandă se găsesc electronii puşi în comun şi aceştia au următoarele proprietăţi:

a) sunt mobili; b) sunt cvasiliberi (aproape liberi);
c) aparţin în egală măsură tuturor atomilor din cristal.

În general cu cât numărul electronilor puşi în comun în banda de valenţă este mai mare, cu atât legătura metalică este mai puternică.

Fig. 21. Nichel

Fig. 22. Structura unui metal

Existenţa electronilor puşi în comun în banda de valenţă explică unele din proprietăţile metalelor: conductibilitatea electrică şi termică, duritatea, unele proprietăţi mecanice etc.

SUMAR

■ Legăturile (interacţiile) se stabilesc între atomi, ioni sau molecule.

■ Legătura ionică se formează prin transfer de electroni între atomul unui metal şi atomul unui nemetal.

■ Legătura covalentă se stabileşte prin punere în comun de electroni de către atomi de nemetale identice sau diferite.

■ Legătura covalentă se clasifică după numărul electronilor puşi în comun în legătură covalentă simplă, dublă şi, respectiv, triplă.

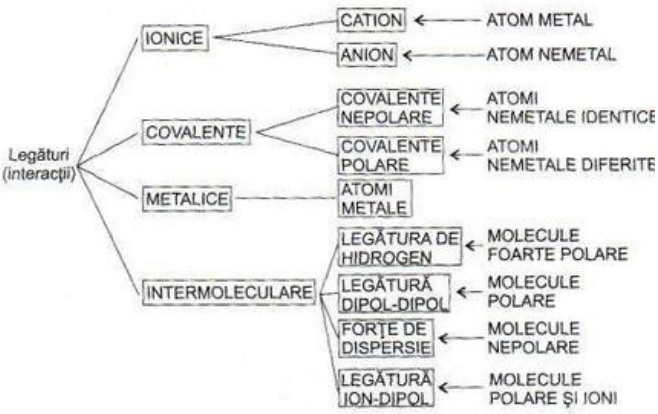
■ În legătura covalentă nepolară, electronii puşi în comun sunt atraşi în mod egal de ambii atomi.

■ Legătura covalentă polară se formează între atomi de nemetale diferite, cu deplasarea parţială a electronilor de legătură şi formarea unui dipol.

■ În legătura covalent-coordinativă electronii puşi în comun provin de la o singură specie chimică (donorul), celălalt fiind acceptorul.

■ Legăturile intermoleculare sunt forţe de atracţie electrostatică foarte slabe, cu ajutorul cărora pot fi explicate unele caracteristici ale substanţelor moleculare.

■ Clasificarea interacţiilor se face conform schemei alăturate.



Sugestii de proiecte

1. Trusa cu bile şi tije se găseşte în dotarea fiecărui laborator de chimie.

Organizaţi în clasa voastră o întrecere pe echipe, astfel încât echipa câştigătoare să fie cea care reuşeşte să construiască cât mai multe aranjamente geometrice corecte ale moleculelor studiate.

2. Metalele de tip d sunt în număr destul de mare şi au uneori valenţă variabilă. Unii compuşi ai metalelor de tip d sunt de culoare albă, iar alţii sunt coloraţi.

Studiază culorile ionilor unor metale de tip d şi identifică cu ajutorul profesorului, compuşii chimici corespunzători, existenţi în laboratorul vostru de chimie.

3. În domeniul cercetării combinaţiilor compuse, chimiştii români au o deosebită contribuţie, recunoscută şi pe plan mondial.

Prezintă un referat cu privire la viaţa şi activitatea ştiinţifică a unui chimist român, care în acest domeniu a avut realizări deosebite.

TEST DE EVALUARE

1. Se consideră elementele $_1A$, $_{19}B$ şi $_8C$. Află:
   a) caracterul chimic şi valenţa ..... 1 p.
   b) natura interacţiilor care se pot stabili între atomii de A, atomii de B şi, respectiv, atomii de C ....1,5 p.
   c) formulele chimice posibile ale substanţelor binare între A, B şi, respectiv, C.....1 p.
   d) natura interacţiilor prezente între particulele substanţelor de la punctul c).....1,5 p.

2. Înscrie în spaţiul liber din stânga al tipurilor de interacţii din coloana A, literele corespunzătoare substanţelor care le conţin, din coloana B:

A	B
... 1. legătura ionică	a) NH_4^+
... 2. legătura covalentă nepolară	b) $AlCl_3$
... 3. legătura covalentă polară	c) C
... 4. legătura covalent-coordinativă	d) Al
... 5. legături van der Waals	e) N_2
	f) NH_3
	g) $Ba(OH)_2$
	h) H_2CO_3..... 2 p.

3. Completează spaţiile libere din enunţurile de mai jos:

a) Raza ionică... în grupă de sus în jos, deoarece creşte numărul de straturi.

b) Anionul se obţine prin ... de electroni de către un atom.

c) Polaritatea unei molecule ..., cu cât diferenţa de caracter chimic dintre atomii elementelor componente este mai mică.

d) Molecula de CCl_4 este ... şi legăturile C-Cl sunt polare.

e) Legătura de hidrogen se formează între atomul de hidrogen al unei molecule şi atomul cu electronegativitate ... şi volum ... al altei molecule vecine.

f) Într-o combinaţie complexă se formează legătură ... între ionul metalic central şi liganzi ..... 2 p.

Notă: Se acordă 1 punct din oficiu.
Timp de lucru – 50 minute.

Materia se prezintă în natură sub formă de trei stări de agregare: solidă, lichidă, gazoasă.

Forţele de atracţie dintre particulele componente ale substanţelor, care alcătuiesc materia, asigură coeziunea acestora şi reprezintă *tendinţa de aglomerare.* Pe de altă parte, particulele au o anumită energie cinetică (agitaţia termică) care determină *tendinţa de mişcare* a acestora. În funcţie de cum se manifestă unul din aceşti factori, există o anumită *stare de agregare,* definită prin proprietăţi mecanice, termice, electrice etc. distincte.

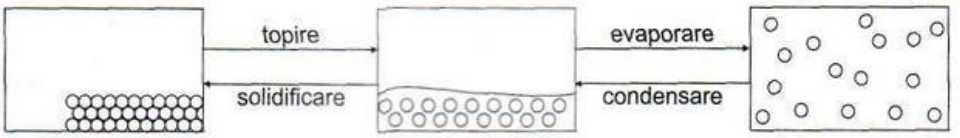


Fig.1. Stările de agregare şi procesele de transformare a uneia în cealaltă

4.1. STAREA SOLIDĂ

Un corp în stare solidă are volum propriu şi formă bine determinată. Între particulele solidelor distanţele sunt foarte mici, iar forţele de atracţie sunt foarte mari, deci predomină tendinţa de aglomerare. Din această cauză particulele ocupă practic poziţii fixe în solide. Substanţele solide au în general o structură compactă.

Starea solidă se clasifică în funcţie de modul de aranjare a particulelor:

a. *starea amorfă* (fără formă) în care particulele sunt dispuse dezordonat (ex.: răşini, cauciuc, sticlă etc.). Solidele amorfe sunt compuse din molecule sau ioni mari, între care există forţe de atracţie foarte slabe.

b. *starea cristalină în care particulele sunt aranjate într-o structură geometrică regulată care se numeşte reţea cristalină.*

Celula elementară este cea mai mică unitate structurală, care păstrează proprietăţile substanţei şi prin repetare pe toate direcţiile formează reţeaua cristalină.

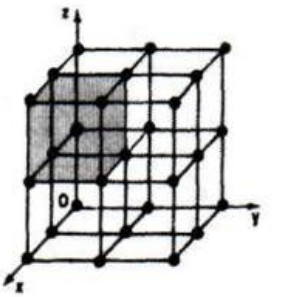
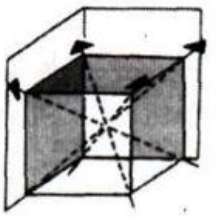
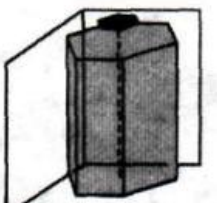


Fig. 2. Schema unei reţele cristaline şi celulei elementare

Există multe tipuri de sisteme cristaline: cubic, hexagonal, romboidal, pătratic etc. (fig. 3).



a) reţea cubică



b) reţea hexagonală

Fig. 3. Tipuri de sisteme cristaline

4.1.1. CLASIFICAREA REŢELELOR CRISTALINE

Reţelele cristaline ale substanţelor se clasifică în funcţie de *natura particulelor componente* şi *tipul interacţiilor dintre acestea* (forţe de reţea).

În anii anteriori aţi studiat la chimie proprietăţile diamantului şi grafitului care sunt *substanţe tipic covalente.* Obţinerea şi comportarea fizico-chimică ale metalelor (Al, Fe, Cu etc.) au fost studiate datorită numeroaselor utilizări ale acestora în multe domenii de activitate.

În acest capitol vom aborda în special *cristalele ionice* datorită numărului mare de substanţe care se găsesc în această stare.

Reţelele moleculare au importanţă practică mai mică. De aceea vor fi studiate facultativ.

În tabelul 1 sunt prezentate reţele cristaline, proprietăţile acestora, tipul particulelor şi forţelor de reţea conţinute.

Tip de reţea cristalină	Natura particulelor	Forţe de reţea	Exemple	Caracteristici importante
1. Reţele covalente (atomice)	Atomi de nemetale	Legături covalente nepolare	C (grafit), C (diamant), Si, Ge, SiO_2, etc.	- solide la temperatură obişnuită; - insolubile în apă; - duritate foarte mare (uneori); - puncte de topire foarte mari; - reactivitate chimică mică; - nu conduc curentul electric (excepţie grafitul).
2. Reţele ionice	Anioni, cationi	Legături ionice	NaCl, KI, $CaBr_2$, $CaCO_3$, BaO, NaOH, $Al(NO_3)_3$, etc.	- solide la temperatură obişnuită; - solubile în apă; - casante; - puncte de topire relativ ridicate; - conduc curentul electric în soluţie sau topitură
3. Reţele moleculare	Molecule foarte polare, molecule polare, molecule nepolare, atomi de gaze rare	Legături de hidrogen, dipol-dipol, forţe de dispersie etc.	H_2O, HF, SO_3, NH_3, O_2, P_4, CO_2, He, Ne, Xe etc.	- substanţele moleculare se găsesc în toate cele trei stări de agregare la temperatură obişnuită; - incolore sau colorate; - solubile sau insolubile în apă; - duritate mică; - sfărâmicioase; - puncte de topire mici; - unele conduc curentul electric în soluţie.
4. Reţele metalice	Atomi de metale	Legătură metalică	Toate metalele din sistemul periodic	- solide (excepţie Hg); - alb-argintii (excepţie Au, Cu); - densitatea variază în limite largi; - conduc curentul electric şi căldura; - maleabile şi ductile; - sunt solubile în metale topite (se obţin aliajele).

Tab. 1 – Clasificarea reţelelor cristaline

Grafit

Carbonat de calciu

Sulf

Litiu

Fig. 4. Cristale

4.1.2. REŢELELE IONICE. CLORURA DE SODIU

Reţelele ionice sunt aranjamente ordonate de ioni pozitivi şi ioni negativi între care se stabilesc legături ionice.

Prezintă reţele ionice oxizii metalelor active, bazele (hidroxizii), sărurile.

Cel mai reprezentativ cristal ionic este *cristalul de clorură de sodiu,* care are o *reţea cubică compactă* (fig. 5).

Ionii pozitivi (Na^+) şi ionii negativi (Cl^-) sunt dispuşi alternativ, ceea ce asigură neutralitatea sistemului.

Din figura 6 se observă că ionul Na^+ este înconjurat în imediata vecinătate de şase ioni Cl^-, iar un ion de Cl^- este înconjurat de şase ioni Na^+ (*număr de coordinaţie*). *Ionul de* Na^+ *se află în centrul cubului, iar ionii* de Cl^- în mijlocul celor şase feţe ale cubului.

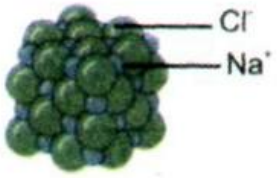


Fig. 5. Reţeaua clorurii de sodiu

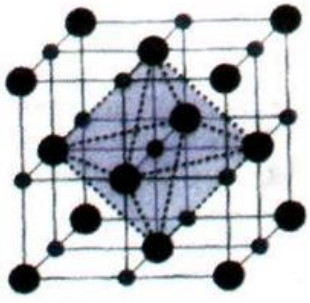


Fig. 6. Structura cristalului de NaCl

Solidele ionice au următoarele proprietăţi fizice:

A. *stare de agregare* – la temperatură obişnuită toate sunt solide. Clorura de sodiu (sarea de bucătărie) este un solid de culoare albă.

B. *punctele de topire* sunt relativ mari, deoarece legătura ionică este o legătură puternică.

Activitate independentă

Alege dintre substanţele NaF, MgF_2, AlF_3 pe aceea cu punctul de topire cel mai ridicat (tabelul 2)

Răspuns:

Se observă că AlF_3 are temperatura de topire cea mai mare.

Punctul de topire al unei substanţe ionice este cu atât mai mare cu cât sarcina ionului pozitiv este mai mare.

Substanţa	NaCl	NaF	MgF_2	AlF_3
p. t. (°C)	801	980	1265	1290

Tab. 2 – Valorile punctelor de topire ale unor substanţe ionice

C. *comportarea la lovire* – solidele ionice sunt *casante* adică se sfărâmă la lovire, sub acţiunea unei forţe exterioare (fig. 8).

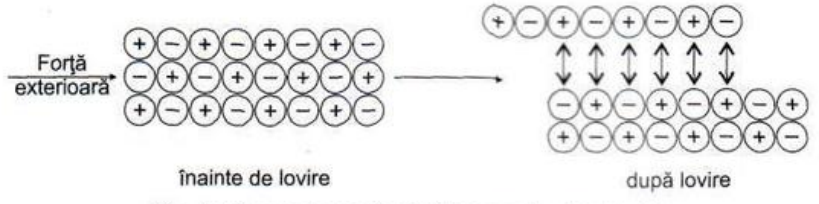


Fig. 8. Comportarea la lovire a unui cristal ionic

În cristalul ionic între planurile de ioni succesive se suprapun ionii de semn contrar. În urma lovirii, planurile de ioni se deplasează astfel încât la un moment dat se suprapun ioni cu aceeaşi sarcină. Între ei apar forţe de repulsie, care duc la sfărâmarea cristalului. Pe această proprietate se bazează obţinerea sării fine de bucătărie (cristale foarte mici de NaCl).

Fig. 7. Ioni hidrataţi

D. *solubilitate în apă* – orice substanţă ionică este în general solubilă în apă. De exemplu la dizolvarea NaCl, între dipolii apei şi ioni apar forţe

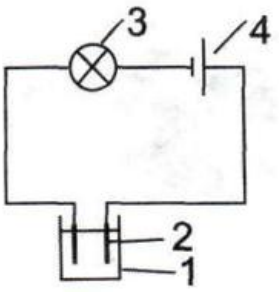


Fig. 9. Schema instalaţiei pentru verificarea conductibilităţii

Fig. 10. Solidele ionice conduc curentul electric

de atracţie numite *legături ion-dipol*. În urma dizolvării rezultă ioni Na^+ şi Cl^- înconjuraţi cu molecule de apă numiţi *ioni hidrataţi* (fig. 7).

E. *conductibilitate electrică* – proprietatea substanţelor de a conduce curentul electric.

Activitate experimentală – Verificarea conductibilităţii NaCl

• Materiale necesare: pahare Berzelius (1), electrozi din grafit (2), o sursă de curent (4), bec (3), fire metalice conductoare, NaCl solid, apă distilată.

• Mod de lucru: realizează circuitul electric din figura alăturată (fig. 9) Plasează electrozii din grafit mai întâi în sare de bucătărie (NaCl solidă), iar după aceea în saramură (soluţie de NaCl). Observă aprinderea becului şi trage concluzii.

Răspuns:

Becul nu se aprinde când electrozii sunt plasaţi în NaCl solidă. Dacă electrozii sunt cufundaţi în soluţie de sare, imediat becul se aprinde.

Ionii de Na^+ şi Cl^- ocupă poziţii fixe în cristal şi nu pot transporta sarcina electrică. În soluţie apoasă, ionii devin mobili şi pot transporta sarcina electrică.

Solidele ionice pot conduce curentul electric numai în soluţie sau în topitură (fig. 10) şi astfel de substanţe se numesc *electroliţi*.

Clorura de sodiu se găseşte în apele sărate şi sub formă de zăcăminte de sare gemă. Este o substanţă de bază în existenţa omului, cu foarte multe utilizări în industrie.

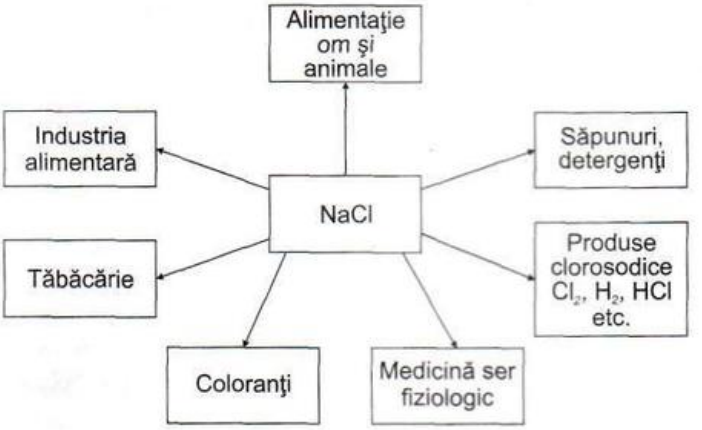


Fig. 11. Utilizările clorurii de sodiu

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Modelează formarea legăturii ionice în oxidul de calciu.
2. Alege dintre afirmaţiile de mai jos pe acelea corecte care se referă la comportarea solidelor ionice:
a) în condiţii normale au stare de agregare lichidă;

b) au duritate mare, deci nu se pot sfărâma;
c) conduc curentul electric în stare topită sau sub formă de soluţie;
d) au puncte de topire destul de mari (de ordinul sutelor de grade C);
e) substanţele ionice nu se dizolvă în apă, deoarece aceasta este o substanţă moleculară.
3. Răspunde următoarelor întrebări:
a. prin ce se deosebeşte un solid ionic de unul amorf?
b. de ce se sfărâmă un cristal ionic?
c. din ce cauză substanţele ionice nu conduc curentul electric în stare solidă?
d. descrie starea particulelor în fază solidă.
4. Alege dintre substanţele următoare pe cea cu punctul de topire cel mai scăzut, respectiv acea substanţă cu punctul de topire cel mai ridicat.
a) $MgCl_2$; b) NaCl; c) $AlCl_3$.
5. Scrie reacţiile prin care folosind ca materie primă NaCl să se obţină:
a) Na OH; b) Na_2CO_3; c) HCl; d) $NaHCO_3$
6. Scrie cel puţin cinci reacţii chimice prin care să se obţină NaCl.
7. Se verifică conductibilitatea sării geme, care conţine 80% NaCl şi impurităţi insolubile. Pentru aceasta se iau 200 g sare şi se amestecă cu 200 ml apă.
a) Află concentraţia procentuală a soluţiei de sare.
b) Ce compoziţie are amestecul rezultat?
8. În trei sticluţe neetichetate se află soluţii de NaCl, NaOH şi, respectiv, $AgNO_3$. Identifică conţinutul sticluţelor în urma efectuării experimentelor în laborator.

Dacă vrei să ştii mai mult...

Reţele moleculare

Multe din substanţele moleculare sunt gaze sau lichide la temperatură obişnuită şi devin solide la temperaturi foarte scăzute.

Reţelele moleculare sunt aranjamente ordonate în nodurile cărora se află molecule sau atomi de gaze rare, între care se exercită legături intermoleculare.

Aceste reţele cristaline au o stabilitate mult mai redusă decât a celor ionice, covalente sau metalice, deoarece forţele de coeziune (forţe de reţea) sunt foarte slabe.

Exemple de substanţe cu reţele moleculare: O_2, N_2, Cl_2, I_2, HCl, P_4, S_8, H_2O, gaze rare etc.

Stabilitatea unei reţele cristaline se reflectă în valoarea punctului de topire al acesteia. De exemplu gazele rare au cea mai mică stabilitate, deoarece între atomii acestor substanţe se stabilesc forţe van der Waals. Stabilitatea depinde de următorii factori:

a) *tăria legăturilor dintre particule;* cu cât legăturile sunt mai puternice cu atât se consumă mai multă energie pentru ruperea lor. De exemplu:

Substanţa (tip de legături)	H_2O (legături de hidrogen)	HBr (legături dipol-dipol)
Punct de topire (°C)	0	–87

Fig. 12. Reţeaua cristalină a iodului.

b) *mărimea moleculelor;* cu cât moleculele sunt mai voluminoase, cu atât punctul de topire creşte;

Substanţa	H_2	O_2
Punct de topire (°C)	-257,3	-218,9

c) *masa moleculară;* cu cât masa moleculară este mai mare, cu atât se consumă mai multă energie pentru „deplasarea" particulelor.

Substanţa (μ)	HCl (36,5g/mol)	HBr (81g/mol)
Punct de topire (°C)	-115	-87

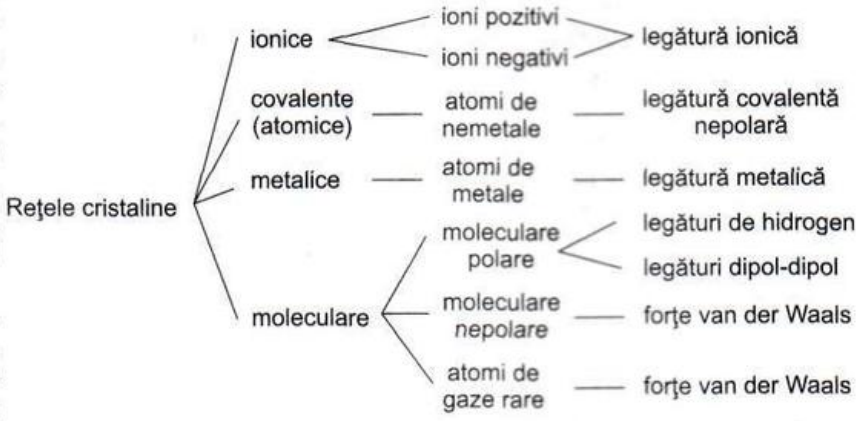
Solidele moleculare au duritate foarte redusă, sunt sfărâmicioase, unele sunt solubile, altele sunt insolubile în apă sau în orice alt tip de solvent.

În stare pură nu conduc curentul electric, ci numai în soluţie apoasă dacă se dizolvă în apă. Unele substanţe sunt colorate, dar cel mai adesea sunt incolore. O reţea tipic moleculară este reţeaua cristalină a apei (cristalul de gheaţă) care va fi analizată la cap. 4.2.

SUMAR

■ Starea solidă apare în natură sub formă de stare cristalină şi stare amorfă.

■ Starea cristalină corespunde unor reţele cristaline; acestea se clasifică în funcţie de natura particulelor şi a interacţiilor dintre acestea conform schemei alăturate.



■ Solidele ionice (de ex. NaCl) sunt majoritatea solubile în apă, conduc curentul electric în topitură sau soluţie, sunt casante şi au puncte de topire relativ ridicate.

■ Reţelele covalente (de ex. C diamant) au duritate foarte mare, puncte de topire mari, sunt inerte chimic şi insolubile în solvenţi. Cu excepţia grafitului nu conduc curentul electric.

■ Metalele au reţele cristaline compacte (de ex.: Na şi Zn). Proprietăţile metalelor variază în limite foarte largi în funcţie de numărul de electroni pe care atomii îi pun în comun în banda de valenţă.

■ Reţelele moleculare (de ex. P_4) au stabilitate redusă, o parte pot conduce curentul electric numai în anumite condiţii, au puncte de topire scăzute.

Sugestii de proiecte

1. Există multe domenii ale existenţei noastre în care este utilizată sticla şi derivatele sale.

Alcătuieşte referate împreună cu alţi colegi de-ai tăi, având ca obiect de studiu sticla, porţelanul şi, respectiv, ceramica. Vă veţi referi la structură, compoziţie, obţinere, proprietăţi şi mai ales sub ce formă sunt utilizate aceste materiale. Puteţi aduce şi diverse mostre de obiecte din sticlă, porţelan sau ceramică pentru ilustrarea ideilor susţinute.

2. Dacă faceţi împreună cu profesorul vostru o vizită la Muzeul de Ştiinţele Naturii „Grigore Antipa" şi la Muzeul de Geologie şi Mineralogie, puteţi procura mostre de cristale naturale. Alcătuiţi o machetă, pe care fixaţi aceste cristale; precizaţi denumirea, formula chimică ale fiecăruia şi expuneţi macheta în laboratorul de chimie.

3. Studiază structurile cristaline ale unor compuşi ionici (de exempu clorura de sodiu, iodura de cesiu etc.), dar şi covalenţi (diamant, grafit etc.). Construieşte modele structurale corespunzătoare compuşilor analizaţi, folosind bile şi tije.

4. Metalele se folosesc în practică mai ales sub formă de aliaje, deoarece în acest mod se îmbunătăţesc proprietăţile lor. Alege un metal des utilizat în practică şi arată de ce aliajele sale sunt calitativ superioare din punct de vedere al proprietăţilor. Susţineţi argumentele prin prezentarea unor mostre de metale, respectiv aliaje.

TEST DE EVALUARE

1. Arată semnificaţia următoarelor concepte: celulă elementară, reţea ionică, electrolit, substanţă casantă ..... 2 p.

2. Înscrie în spaţiul liber din stânga cifrelor substanţelor din coloana A, literele corespunzătoare ale proprietăţilor reţelelor acestora din coloana B.

A	B
... 1. C (grafit)	a. conduce curentul electric în condiţii obişnuite;
... 2. NaCl	b. solubil în apă;
... 3. N_2	c. casant;
... 4. Na	d. punctul de topire cel mai ridicat;
	e. prezintă reţea covalentă;
	f. are punctul de topire cel mai scăzut..... 2 p.

3. Indică pentru fiecare din următoarele substanţe: Cl_2, $CaCO_3$, Ag, Si, HCl, CO_2:
   a. tipul de reţea cristalină;
   b. natura forţelor de reţea..... 3 p.

4. 11,7 kg soluţie 80% clorură de sodiu se amestecă cu 20 kg apă. Află:
   a) numărul ionilor hidrataţi de Na^+ şi, respectiv, de Cl^-;
   b) concentraţia soluţiei finale de NaCl ..... 2 p.

Notă: Se acordă 1 punct din oficiu
Timp de lucru – 50 de minute.

4.2. STAREA LICHIDĂ

În starea lichidă *tendinţa de aglomerare* are aproximativ aceeaşi intensitate ca şi *tendinţa de mişcare a particulelor*. Forţele de atracţie dintre particule sunt mai mici decât în solide, iar distanţele sunt mai mari; particulele sunt mai mobile, însă se mişcă unele pe lângă altele (fig. 13).

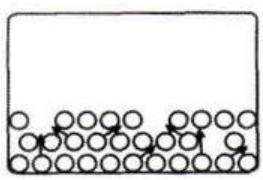


Fig. 13. Mişcarea particulelor într-un lichid

Lichidele sunt *fluide* (adică curg), prezintă fenomenul de *difuziune* (împrăştierea particulelor unei substanţe printre particulele altei substanţe). De asemenea substanţele în starea lichidă nu pot fi comprimate şi au densitate mai mică decât a solidelor.

Lichidele iau forma vasului în care sunt puse şi au volume bine determinate.

Exemple de substanţe lichide: Br_2, Hg, H_2O, H_2SO_4, alcool etc.

4.2.1. APA

Apa se găseşte în toate cele trei stări de agregare, fiind vitală pentru existenţa fiinţelor vii.

Fig. 14. Apa în natură

Activitate independentă

a) Modelează formarea legăturilor chimice în molecule de apă.
b) Ce tip de reţea prezintă apa?

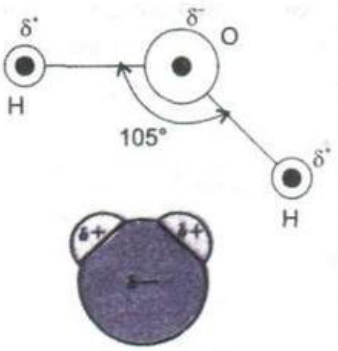


Fig. 15. Structura moleculei de apă

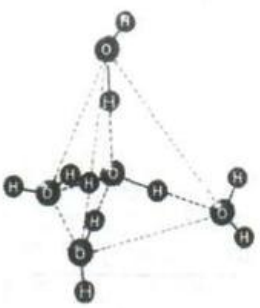
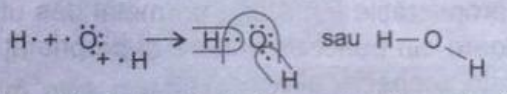


Fig. 16. Structura tetraedrică a cristalului de gheaţă

Ştiaţi că ...

– *incoloră* este o substanţă fără culoare?
– *inodoră* este o substanţă fără miros?
– *insipidă* este o substanţă fără gust?

Răspuns:



a) Între atomul de O şi atomii de H se stabilesc legături covalente simple polare, unghiul dintre acestea fiind de aproximativ 105° (fig. 15).

b) Apa prezintă reţea moleculară în stare solidă (gheaţa).

• *Descrierea cristalului de gheaţă*

Aşa cum am spus, în stare lichidă, cristalul de gheaţă prezintă reţea moleculară. Între moleculele de apă se stabilesc atât legături de hidrogen, dar şi legături dipol-dipol. La solidificare se obţine gheaţă, iar între moleculele de apă există numai *legături de hidrogen.*

Un atom de oxigen al unei molecule de apă formează patru legături în cristalul de gheaţă:

– două legături covalente polare cu atomi de hidrogen, în cadrul moleculei de apă;

– două legături de hidrogen cu atomii de hidrogen ai altor molecule vecine.

Aceste patru legături sunt dispuse tetradric (fig. 16). Între acestea tetraedre se creează spaţii largi, care se umplu cu aer. De aceea gheaţa are *structură afânată* şi proprietăţi caracteristice:

a) *apa îşi măreşte volumul prin îngheţare;*

b) *gheaţa are densitate mai mică decât a apei,* deci pluteşte deasupra ei.

• *Proprietăţile fizice ale apei*

Apa pură (apa distilată) are proprietăţi fizice diferite de cele ale apei naturale, respectiv faţă de cele ale apei potabile.

Activitate independentă

Scrie pe caiet proprietăţile fizice ale apei pure conform tabelului.

Culoare	Miros	Gust	Densitate	Punct de fierbere	Punct de topire	Conducti-bilitate

Răspuns:

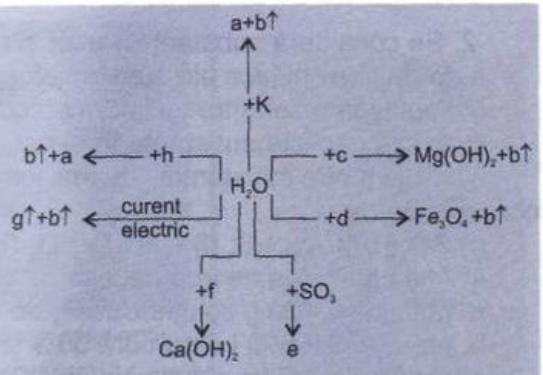
Apa este în stare lichidă în condiţii obişnuite, incoloră, inodoră şi insipidă. La 4°C are densitatea de 1 g/cm^3, fierbe la 100°C, se congelează la 0°C şi nu conduce curentul electric. Este un bun solvent pentru substanţele ionice şi pentru cele polare.

• *Reacţiile chimice ale apei*

Apa dă reacţii chimice atât cu substanţe simple, cât şi cu substanţele compuse. Pentru identificarea tipurilor de substanţe cu care reacţionează apa, vă propunem efectuarea unei activităţi independente.

Activitate independentă

Identifică substanţele a...g şi scrie ecuaţiile reacţiilor din schema alăturată referitoare la proprietăţile apei:



Răspuns:

Reacţiile din schema dată sunt:

$2K + H_2O \rightarrow 2KOH + H_2\uparrow$

(a) (b)

$2Mg + H_2O \rightarrow Mg(OH) + H_2\uparrow$

(c) (b)

$3Fe + 4H_2O \xrightarrow{t^oC} Fe_3OH + 4H_2\uparrow$; ($Fe_3O_4 \equiv FeO \cdot Fe_2O_3$ – oxid feroferic)

(d) (b)

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$; $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

(e) (f)

$2H_2O \xrightarrow[electric]{curent} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$; $2H_2O + 2KH \rightarrow 2KOH + H_2\uparrow$

(b) (g) (h) (a) (b)

În concluzie apa reacţionează cu:

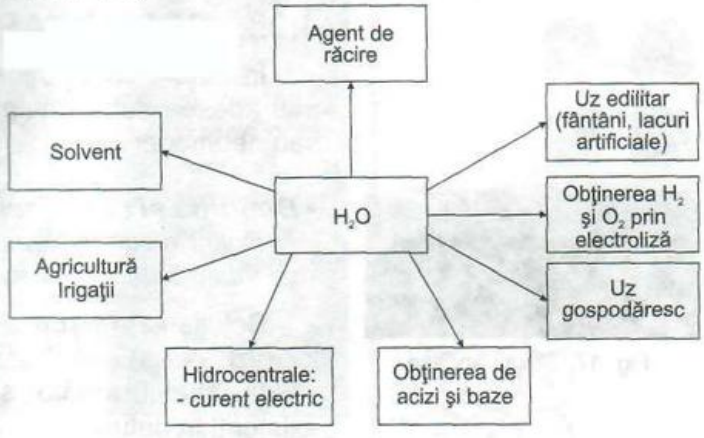
a) *metale* active şi formează *hidroxizi;* cu *metale mai puţin active* formează *oxizi* şi nu reacţionează cu metale aflate după hidrogen în seria activităţii metalelor;

b) *oxizii acizi* (CO_2, SO_3, P_2O_5 etc.); reacţia stă la baza obţinerii *oxiacizilor nemetalelor;*

c) *oxizii bazici* (CaO, Na_2O etc.); prin această reacţie se obţin o parte din *hidroxizii metalelor;*

d) *electroliza în prezenţă de acid sau bază;* această reacţie stă la baza obţinerii hidrogenului şi oxigenului;

e) *alte tipuri de substanţe* (KH, CaC_2 etc.). Unele substanţe au reactivitate mare faţă de apă şi reacţiile respective sunt folosite în industrie pentru obţinerea de diverse substanţe (H_2, C_2H_2 etc.)



Unele dintre utilizările apei sunt prezentate în graficul alăturat.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Răspunde la următoarele întrebări:

a. De ce hidrura oxigenului are punctul de fierbere atât de ridicat (100°C), comparativ cu cea a sulfului (– 60,2°C), cu toate că nemetalele sunt vecine în grupa a VI-a A?

b. Din ce cauză apa naturală conduce curentul electric?

c. Cum variază densitatea apei la creşterea temperaturii?

d. De ce gheaţa este mai uşoară decât apa?

2. Se consideră substanţele azot şi oxigen, precum şi combinaţiile acestora cu hidrogenul. Scrie:
a. formulele chimice ale substanţelor considerate;
b. tipul legăturilor intra- şi intermoleculare ale substanţelor de la punctul a);
c. aşezaţi aceste substanţe în sensul creşterii punctelor de fierbere.

3. Alege dintre substanţele de mai jos pe acelea care reacţionează cu apa şi scrie ecuaţiile reacţiilor corespunzătoare:
a) SO_2; b) Cu; c) S; d) CaH_2; e) Li; f) Na_2O_2; g) KOH

4. Află cantitatea de apă necesară:
a. obţinerii a 400 g soluţie $CuSO_4$ de concentraţie 60%;
b. preparării a 800 l saramură 30% şi $\rho = 1{,}02\ g/cm^3$;
c. obţinerii a 1,6 kg soluţie NaOH 20% din sodiu metalic.

5. De câte ori trebuie să crească cantitatea de apă, astfel încât să diluăm o soluţie de la concentraţia 62% la concentraţia de 14%?

6. a. Folosind ca materii prime Al, Na şi H_2O, scrie reacţiile de obţinere ale tetrahidroxoaluminatului de sodiu.
b. Calculează compoziţia procentuală elementară a substanţei obţinute la punctul a).

7. În procesul de fabricaţie a H_2SO_4 s-au obţinut 200 l soluţie 80% şi $\rho = 1{,}2\ g/cm^3$. Află masele de H_2O şi de SO_3 consumate.

8. Hidrogenul obţinut prin electroliza apei acidulate este „stocat" alături de 2 kg sodiu.
a. scrie reacţiile chimice care au loc;
b. află volumul soluţiei apei necesare cu 5% acid ($\rho = 1{,}04\ g/cm^3$), dacă numai 75% din aceasta se descompune prin electroliză.

4.2.2. SOLUŢII APOASE

În natură sunt puţine substanţele care se găsesc în stare pură. Cel mai adesea substanţele se găsesc sub formă de amestecuri omogene sau neomogene.

Fig. 17. Soluţii apoase

• *Definiţia şi clasificarea soluţiilor*

Soluţiile sunt sisteme omogene obţinute prin amestecarea a două sau mai multe substanţe, între care nu au loc reacţii chimice.

Soluţia este formată din *solvent* sau *dizolvant* (substanţa în care are loc dizolvarea) şi *solvat* sau *dizolvat* (substanţa care se dizolvă).

În tabelul următor sunt prezentate tipurile de solvenţi şi de solvaţi existenţi în natură.

Tip de componentă		Natura particulelor conţinute	Exemple
Solvenţi	Polari	Molecule polare (dipoli)	H_2O, NH_3, alcoolul etc.
	Nepolari	Molecule nepolare	CCl_4, acetona, benzina etc.
Solvaţi	Ionici	Ioni (cationi şi anioni)	NaCl, NaOH, NH_4NO_3, $CuSO_4$ etc.
	Polari	Molecule polare (dipoli)	HCl, SO_3, NH_3, H_2SO_4 etc.
	Nepolari	Molecule nepolare	I_2, Cl_2, CO_2, CH_4, ulei, vopsea etc.
	Covalenţi	Atomi de nemetale	C(diamant), C(grafit), SiO_2, Ge etc.

Tab. 3 – Clasificarea solvenţilor şi a solvaţilor

Activitate independentă

Clasifică soluţiile după criteriul stării de agregare a solventului şi dă exemple pentru fiecare caz în parte.

Răspuns:

Soluţiile pot fi:
a) solide (aliajele);
b) lichide (siropul, saramura, soluţia de sodă caustică, oţetul etc.);
c) gazoase (aerul).

Soluţiile se mai clasifică după concentraţie în *soluţii diluate* şi, respectiv, *soluţii concentrate.*

În natură cele mai răspândite sunt soluţiile apoase.

Fig. 18. Bronzul este un aliaj al cuprului cu staniul

• *Dizolvarea. Factorii care influenţează dizolvarea*

Dizolvarea este procesul de împrăştiere omogenă a particulelor unei substanţe printre particulelor altei substanţe.

Dizolvarea este o consecinţă a fenomenului de difuziune, proces în urma căruia se obţin soluţiile.

Fig. 19. Aerul este o soluţie gazoasă

Activitate independentă

Alege variantele corecte referitoare la condiţiile optime pentru obţinerea unei soluţii de saramură cât mai concentrată:
a) sarea de bucătărie (solvatul) să fie sub formă de (pulbere/bulgări);
b) apa (solventul) să fie cât mai (caldă/rece);
c) amestecul celor două componente (nu trebuie agitat/trebuie agitat).

Răspuns:

Împrăştierea particulelor solvatului (solid) printre particulele solventului (lichid) are loc cu atât mai uşor cu cât *dimensiunile cristalelor de solvat sunt mai mici* (sarea sub formă de pulbere). Aceasta deoarece există o suprafaţă mai mare de contact între particulele celor două componente.

Temperatura măreşte energia cinetică a particulelor solventului (agitaţia termică), astfel încât acestea au o tendinţă mai mare de a se răspândi printre particulele solvatului (apa trebuie să fie cât mai fierbinte).

Difuziunea poate fi intensificată dacă există posibilitatea *agitării componentelor soluţiei* pentru că particulele componente sunt „forţate" din exterior să se împrăştie.

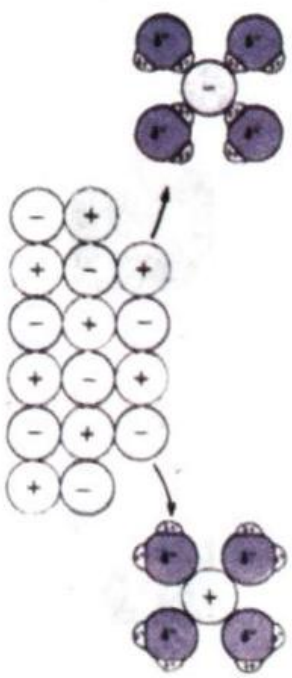


Fig. 20. Dizolvarea unui cristal ionic în apă

Astfel temperatura, gradul de fărâmiţare şi agitarea componentelor soluţiei reprezintă factori care favorizează dizolvarea substanţelor.

Dizolvarea substanţelor ionice în apă este posibilă deoarece substanţele ionice sunt formate din ioni pozitivi şi negativi, iar molecula de apă are un pol pozitiv (δ^+) şi unul negativ (δ^-). Este firesc ca între aceste particule să se stabilească forţe de atracţie electrostatică. Dizolvarea NaCl în H_2O are loc după următorul scenariu:

a) Ionii de Na^+ şi de Cl^- sunt menţinuţi în cristal datorită prezenţei legăturii ionice. Atunci când apa vine în contact cu cristalul, *moleculele de apă se orientează cu polii de semn contrar către ionii cristalului* (fig. 20).

b) Între ioni şi moleculele de apă apar forţe de atracţie electrostatică numite *legături ion-dipol,* care devin cu atât mai puternice, cu cât numărul moleculelor de apă este mai mare.

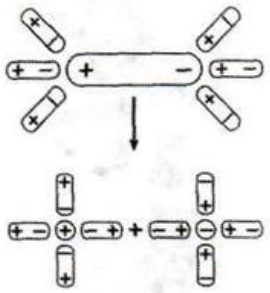


Fig. 21. Dizolvarea acidului clorhidric în apă

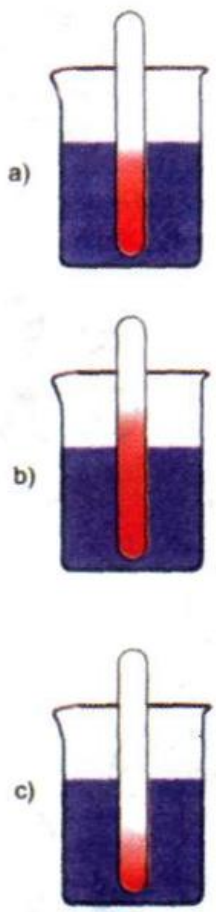


Fig. 22. Efecte termice:
a) apă distilată;
b) dizolvarea NaOH;
c) dizolvarea NH_4Cl.

c) Atunci când forţele de atracţie ale moleculelor de apă sunt mai puternice decât legăturile ionice din cristal, are loc *desprinderea ionilor.*

d) Ionii trec în soluţie înconjuraţi de moleculele de apă şi se numesc *ioni hidrataţi;* aceştia *difuzează în masa solventului* lăsând loc altor molecule de apă să se apropie de cristal. Procesul de desprindere a ionilor cu formare de ioni hidrataţi are loc până la dizolvarea completă a substanţei ionice (fig. 20).

Dizolvarea substanţelor polare în apă determină formarea ionilor hidrataţi, deoarece se stabilesc forţe de atracţie între polii de semn contrar ai moleculelor de solvat şi, respectiv, solvent (fig. 21).

Să vedem care sunt etapele dizolvării HCl în H_2O:

a) *Orientarea moleculelor de apă cu polii de semn contrar către polii moleculei de HCl.*

b) Între polii de semn contrar ai moleculelor se stabilesc forţe de atracţie numite *legături dipol-dipol,* care determină alungirea moleculelor de HCl.

c) Când aceste forţe devin foarte puternice, are loc *ruperea moleculelor,* adică a legăturilor covalente de HCl. Atomul de clor preia perechea de electroni neparticipanţi devenind ion Cl^-, iar atomul de hidrogen devine ion H^+.

d) Ionul de Cl^- este înconjurat de molecule de apă şi devine *ion hidratat de* Cl^-, iar ionul H^+ se fixează la o moleculă de H_2O printr-o legătură coordinativă, *formând ionul hidroniu* H_3O^+.

La dizolvarea unei substanţe covalente polare în apă se obţin ioni:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

Are loc o reacţie chimică numită *ionizare.*

Dizolvarea substanţelor are loc în mai multe etape, *procese care pot fi însoţite de efect termic.* Astfel desprinderea ionilor din cristal şi difuzia ionilor hidrataţi consumă energie (proces endoterm), iar la formarea ionilor hidrataţi se degajă energie (proces exoterm).

Activităţi experimentale – Efecte termice la dizolvarea NaOH şi NH_4Cl

• Materiale necesare: două pahare Berzelius cu apă distilată, termometre, baghete, NaOH solid, NH_4Cl solidă (fig. 22).

• Mod de lucru: măsoară temperatura apei din paharele Berzelius. Adaugă NaOH solid în primul pahar, agită cu o baghetă şi observă variaţia de temperatură. Procedează în acelaşi mod cu al doilea pahar Berzelius însă adaugă NH_4Cl solidă. Cum variază temperatura? Notează observaţiile în caiet.

Interpretarea observaţiilor:

Dizolvarea NaOH în H_2O este un proces exoterm (are loc cu degajare de căldură), deoarece temperatura soluţiei creşte foarte mult. Acest lucru este posibil deoarece energia degajată la formarea ionilor hidrataţi de Na^+ şi, respectiv, HO^- este mult mai mare decât cea care se consumă la desprinderea ionilor din cristal; surplusul de energie se degajă în mediul exterior.

În cea de-a doua situaţie paharul Berzelius se răceşte. Înseamnă că dizolvarea NH_4Cl în H_2O este un proces endoterm (are loc cu absorbţie de căldură). Pentru desprinderea ionilor de NH_4^+ şi, respectiv, Cl^- din cristal se consumă mult mai multă energie decât se degajă la formarea ionilor hidrataţi; căldura necesară este luată din mediul exterior (apa din pahar).

• *Solubilitatea*

Solubilitatea este proprietatea unei substanţe de a se dizolva într-o altă substanţă.

Solubilitatea se măsoară cu ajutorul *coeficientului de solubilitate.*

Cantitatea maximă de substanţă dizolvată în 100 g solvent, în anumite condiţii de temperatură şi presiune se numeşte coeficient de solubilitate.

De exemplu 100 g H_2O la 20°C dizolvă:
– 36 g NaCl; – 7,3 g $KClO_3$;
– 200 g zahăr; – 0,000014 g AgCl.

Substanţele se clasifică după valoarea coeficientului de solubilitate în apă;

– *uşor solubile* – se dizolvă mai mult de 10 g solvat; ex.: NaCl, NaOH, H_2SO_4, alcool etc.

– *greu solubile* – se dizolvă mai puţin de 10 g solvat; ex.: Na_2SO_4, Na_2CO_3 etc.

– *foarte puţin solubile (insolubile)* – se dizolvă mai puţin de 0,01 g de solvat; ex.: AgCl, $CaCO_3$, $BaSO_4$ etc.

Activitate experimentală – Studiul influenţei structurii substanţelor asupra solubilităţii

• Materiale necesare: opt eprubete, apă distilată, benzină, alcool, KNO_3, ulei, grafit.

• Mod de lucru:

a. Pregăteşte două seturi a câte patru eprubete. În primele patru eprubete pună apă distilată, după care adaugă succesiv:

1. KNO_3; 2. alcool etilic; 3. ulei; 4. mină de creion

b. În celelalte patru eprubete pune benzină ca solvent şi succesiv adaugă aceleaşi substanţe.

Notează observaţiile şi trage concluzii asupra solubilităţii acestor substanţe în apă şi, respectiv, benzină.

Rezultatele se vor trece în caiet într-un tabel ca cel de mai jos.

Tip de solvent	Tip de solvent	Observaţii	Concluzii asupra solubilităţii
a. Apa, solvent ...	1. KNO_3 ...		
	2. Alcool ...		
	3. Ulei ...		
	4. C (grafit) ...		
b. Benzină, solvent ...	1. KNO_3		
	2. Alcool ...		
	3. Ulei ...		
	4. C (grafit) ...		

Tab. 4 – Studiul solubilităţii substanţelor

Interpretarea observaţiilor:

Substanţele precum KNO_3 şi alcoolul se dizolvă în apă, deoarece aceasta este solvent polar. KNO_3 este format din ioni pozitivi K^+ şi ioni negativi NO_3^-. Între dipolul apei şi ionii substanţei apar forţe de atracţie numite *legături ion-dipol.*

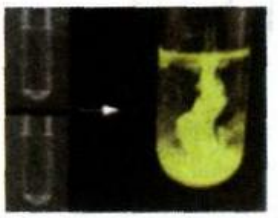


Fig. 23. Iodura de plumb este insolubilă în apă

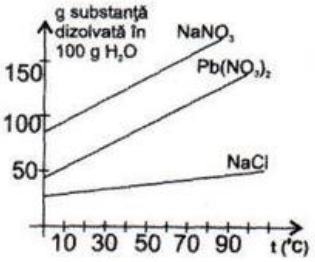


Fig. 24. Curbe de solubilitate

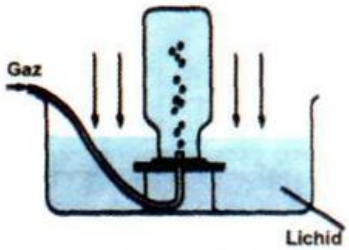


Fig. 25. Barbotarea unui gaz într-un lichid

Molecula de alcool este polară şi între aceasta şi moleculele de apă apar forţe de atracţie electrostatică numite *legături dipol-dipol*. Acestea duc la alungirea moleculei şi în final la ruperea ei.

Atât prin dizolvarea substanţelor ionice, cât şi a celor polare se obţin ioni hidrataţi (ioni înconjuraţi cu molecule de apă).

Alcoolul şi, respectiv, KNO_3 nu se dizolvă în benzină, deoarece este un solvent nepolar şi nu există posibilitatea formării unor forţe de atracţie între moleculele de solvat şi moleculele de solvent.

Uleiul nu se dizolvă în apă, dar se dizolvă în benzină, deoarece uleiul este o substanţă nepolară ca şi solventul.

C (grafit) are o reţea covalentă şi nu se dizolvă nici în apă, dar nici în benzină. Moleculele de apă, respectiv cele de benzină nu sunt capabile să rupă legăturile covalente puternice din reţeaua grafitului.

În concluzie, o substanţă se dizolvă în acei solvenţi, care au o structură asemănătoare cu ea.

Solubilitatea este influenţată de natura solventului şi a solvatului astfel:

– substanţele ionice şi cele polare se dizolvă în solvenţi polari;

– substanţele nepolare se dizolvă numai în solvenţi nepolari;

– substanţele covalente nu se dizolvă în niciun fel de solvent.

Temperatura este un alt factor care influenţează solubilitatea substanţelor.

Un solid sau un lichid are solubilitatea într-un solvent cu atât mai mare cu cât creşte temperatura, iar solubilitatea unui gaz creşte dacă scade temperatura (fig. 24).

Presiunea influenţează numai solubilitatea gazelor. Odată cu creşterea presiunii, creşte şi solubilitatea unui gaz în apă (fig. 25).

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Înscrie în spaţiul din stânga cifrelor solvenţilor din coloana A, literele corespunzătoare substanţelor solubile în aceştia din coloana B:

A	B
... 1. Apă	a. $CuSO_4$
... 2. Acetonă	b. SiO_2
	c. CCl_4
	d. NH_3
	e. H_2S
	f. lac de unghii (vopsea)

2. Arată în ce condiţii de temperatură şi presiune se obţine şi se păstrează o băutură răcoritoare carbogazoasă de calitate.

3. Descrie etapele dizolvării HI în apă.

4. Explică în ce condiţii coeficientul de solubilitate în apă are valoare maximă pentru:

a) o substanţă solidă; b) o substanţă lichidă; c) o substanţă gazoasă.

Dă exemple pentru situaţiile considerate.

5. Studiază în laborator efectele termice care apar la dizolvarea:

a) H_2SO_4; b) NH_4NO_3.

4.2.3.* CRISTALOHIDRAŢI

Cristalohidraţii sunt substanţe solide care au inserate molecule de apă în cadrul reţelelor cristaline.

Exemple: a) piatra vânătă $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
b) soda de rufe $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$
c) calaican $FeSO_4 \cdot 7H_2O$
d) gips $CaSO_4 \cdot 2H_2O$
e) sare amară $MgSO_4 \cdot 7H_2O$

Un cristalohidrat (de exemplu piatra vânătă) este format din:
– sare anhidră: $CuSO_4$;
– apă de cristalizare: $5H_2O$.

Activitate experimentală – Transformarea unui cristalohidrat în sarea sa anhidră

• Materiale necesare: creuzet, triunghi cu şamotă, piatră vânătă, (fig. 27) etc.
• Mod de lucru: Încălzeşte într-un creuzet piatră vânătă. După un anumit timp se observă schimbarea culorii cristalelor. Întrerupe încălzirea şi adaugă o picătură de apă. Notează modificările de culoare.

Interpretarea observaţiilor:

Piatra vânătă, de culoarea albastră, prin încălzire pierde apa de cristalizare şi se transformă în sare anhidră de culoare albă (fig. 26). Dacă se pune o picătură de apă, se reface cristalohidratul şi apare culoarea albastră.

Fig. 26. Cristale de piatră vânătă şi de sare anhidră

Procesele care au loc sunt următoarele:

$$\underset{\text{albastru}}{CuSO_4 \cdot 5H_2O} \xrightarrow{t^\circ C} \underset{\text{alb}}{CuSO_4} + 5H_2O$$

$$CuSO_4 + 5H_2O \rightarrow CuSO_4 \cdot 5H_2O$$

Unele substanţe (de exemplu $CaCl_2$) au proprietatea de a absorbi apa din atmosferă şi de a forma cristalohidraţi ($CaCl_2 \cdot 6H_2O$). Ele se numesc *substanţe higroscopice*.

Alte substanţe (de exemplu NaOH) absorb atât de multă apă din atmosferă, încât se dizolvă în ea şi formează soluţii. Această proprietate se numeşte *delicvescenţă*.

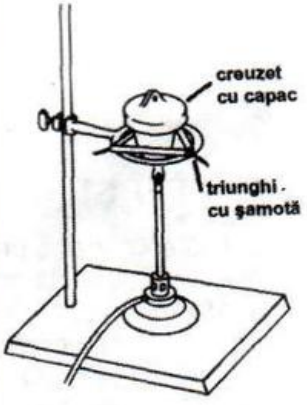


Fig. 27. Instalaţie pentru încălzirea unui creuzet

• *Exemple de probleme rezolvate – cristalohidraţi*

1) Află procentul de apă din soda de rufe.
Răspuns: Formula cristalohidratului: $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.
Se calculează masa moleculară (μ) a cristalohidratului:

$$\mu Na_2CO_3 = \mu Na_2CO_3 + 10\mu H_2O = 106 + 10 \cdot 18 = 106 + 180 = 286 \text{ g/mol.}$$

Se foloseşte regula de trei simplă:
Dacă 286 $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.....180g H_2O
100g $Na_2CO_3 \cdot 10\,H_2O$ .....x, $x = \frac{100 \cdot 180}{286} = 62{,}93\%$ apă de cristalizare

2) Cât cântăreşte piatra vânătă care conţine 200 g $CuSO_4$?
Răspuns: Formula cristalohidratului $CaSO_4 \cdot 5H_2O$;

Se calculează μ cristalohidrat:

$\mu CuSO_4 \cdot 5H_2O = \mu CuSO_4 + 5\mu H_2O = 160 + 90 = 250$ g/mol

Dacă 250 g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ..... 160g $CuSO_4$

x g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$..... 200g $CuSO_4$; $x = \frac{250 \cdot 200}{160} = 312,5$ g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

3) Câtă sare anhidră se găseşte în gips alături de 400 g apă?

Răspuns: Formula cristalohidratului este $CaSO_4 \cdot 2H_2O$

Masa moleculară (μ) a cristalohidratului este:

$\mu CaSO_4 \cdot 2H_2O = \mu CaSO_4 + 2\mu H_2O \Rightarrow \mu CaSO_4 \cdot 2H_2O = 136 + 36 = 172$ g/mol

Dacă 172 g $CaSO_4 \cdot 2H_2O$..... 36g H_2O

x g $CaSO_4 \cdot 2H_2O$.....400g H_2O; $x = \frac{400 \cdot 172}{36} = 1911,11$ g $CuSO_4 \cdot 2H_2O$

$\mu CaSO_4 = 1911,11 - 400 = 1511,11$g $CaSO_4$ (sare anhidră)

4) Ce cantitate de piatră vânătă este necesară pentru obţinerea a 500 g de soluţie 30%?

Răspuns: 500 g soluţie 30% $CuSO_4 \Rightarrow 30 = \frac{m_d}{500} \cdot 100 \Rightarrow m_d = 150$ g $CuSO_4$

$\mu CuSO_4 \cdot 5H_2O = 250$ g/mol; $\mu CuSO_4 = 160$ g/mol

250 g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ..... 160 g $CuSO_4$

x..... 150 g $CuSO_4$; $x = 234,38$ g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

5) Ce concentraţie procentuală are soluţia obţinută din 300 g de sare amară şi 250 ml H_2O.

Răspuns: 300 g $MgSO_4 \cdot 7H_2O$

$\mu MgSO4 \cdot 7H_2O = 120 + 126 = 246$ g/mol

246 g $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ ..... 120 g $MgSO_4$

300 g $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ ..... x; $x = 153,66$ g $MgSO_4$

$V_{H_2O} = 250$ ml $H_2O \Rightarrow mH_2O = 250$ g;

$m_s = 300 + 250 = 550$, unde $m_s = m_d + m_{H_2O}$, $c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100 \Rightarrow c = \frac{146,34}{550} \cdot 100 = 26,66\%$

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Află compoziţia procentuală elementară şi prin raport de masă a sării amare.
2. Ce cantitate de apă de cristalizare conţin 400 g calaican?
3. Află masa de apă pierdută de 300 g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, atunci când se transformă în $CuSO_4 \cdot 2H_2O$.
4. Află formula cristalohidratului care conţine 40 g $CaSO_4$ şi 12,7 g apă.
5. Află cantitatea de $CaCl_2 \cdot 6H_2O$ necesară:
a) obţinerii a 2 kg soluţie 10% $CaCl_2$;
b) creşterii concentraţiei a 500 g soluţie 25% la concentraţia de 32,34%.
6. Un viticultor are nevoie de 20 l soluţie de $CuSO_4$ 5% ($\rho = 1,08$ g/cm^3) pentru stropirea viţei-de-vie. Află ce cantitate de piatră vânătă şi ce cantitate de apă îi sunt necesare.
7. Clorura de calciu este folosită în laborator pentru uscarea unor substanţe, în exterior. Presupunând că absoarbe apa din 60 g precipitat cu 20% H_2O, află masa cristalohidratului ($CaCl_2 \cdot 6H_2O$) obţinut.
8. Ce cantitate de gips se obţine pentru tratarea a 10 moli azotat de calciu cu soluţie de acid sulfuric, dacă randamentul procesului este de 80%?

4.2.4. CONCENTRAŢIA MOLARĂ A SOLUŢIILOR

În general concentraţia unei soluţii reprezintă raportul dintre cantitatea de solvat şi cantitatea de solvent.

În anii trecuţi s-a studiat la chimie concentraţia procentuală a soluţiilor.

Activitate independentă

a) Defineşte concentraţia procentuală;

b) Scrie formula de calcul a concentraţiei procentuale şi arată semnificaţia termenilor;

c) Află concentraţia soluţiei obţinute prin amestecarea a 2 kg H_2O cu 200 g NaCl.

Răspuns:

a) Concentraţia procentuală arată cantitatea de solvat dizolvată în 100 g soluţie.

b) $\boxed{c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100}$,unde m_d – masa solvatului

m_s – masa soluţiei

m_s – md + m_{H_2O}

c – concentraţia procentuală

c) m_{H_2O} = 2kg = 2000g

m_d = 200g NaCl

c=?

ms = 2000 + 200 = 2200g; $c = \frac{200}{2200} \cdot 100 = 9{,}09\%$

Raportul dintre cantitatea de solvat şi cea de solvent se poate exprima şi prin *concentraţia molară.*

Concentraţia molară arată numărul de moli de substanţă dizolvată într-un litru (1000 ml) de soluţie.

Formula de calcul: $\boxed{c_M = \frac{\nu\ (moli)}{V_s(L)}}$ c_M – concentraţia molară

ν – numărul de moli, ν (moli)

Vs (l) – volumul soluţiei exprimat în l

Unitatea de măsură a concentraţiei molare este mol/l, simbolizat M (molar).

Soluţiile se pot clasifica după valoarea concentraţiei molare conform tabelului 4.

Tip soluţie	Concentraţia molară (mol/l)	V_s(l)	ν (moli)
Dublu molară	2	1	2
Molară	1	1	1
Semimolară	0,5	1	0,5
Decimolară	0,1	1	0,1
Milimolară	0,001	1	0,001

Tab. 4 – Tipuri de soluţii de diferite concentraţii molare

Fig. 28. Nivelul apei în balonul cotat

Fig. 29. Etape în prepararea unei soluţii molare

Activitate experimentală – Obţinerea unor soluţii de concentraţii molare cunoscute.

Prepară în laborator următoarele soluţii:

a) 200 ml soluţie semimolară de NaOH;

b) 1 l soluţie decimolară de $CuSO_4$.

• Materiale necesare: baloane cotate de 200 ml şi, respectiv, 1000 ml, apă distilată, pisetă, sticlă de ceas, balanţă, pâlnie, NaOH solid, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

• Mod de lucru:

a. Se calculează cantitatea de NaOH din formula concentraţiei molare necesară preparării soluţiei:

$c_M = \frac{\nu_{NaOH}}{V_s(l)} \Rightarrow 0,5 = \frac{\nu_{NaOH}}{0,2} \Rightarrow 0,5 \cdot 0,2 = \nu_{NaOH} = 0,1$ moli $\Rightarrow$ 4g NaOH

Cântăreşte pe o sticlă de ceas 4 g NaOH.

Pune substanţa în balonul cotat şi clăteşte sticla de ceas cu apa din pisetă.

Adaugă apă distilată în balonul cotat, astfel încât nivelul acesteia să nu depăşească semnul (fig. 28).

Pune dopul balonului şi agită cu grijă până la dizolvarea NaOH (fig. 29).

b) Calculează cantitatea de $CuSO_4$ şi, respectiv, de piatră vânătă necesară obţinerii soluţiei.

$c_M = \frac{\nu}{V_s(l)} \Rightarrow 0,1 = \frac{\nu\,(moli)}{1} \Rightarrow \nu = 0,1$ moli $CuSO_4 \Rightarrow 16g\ CuSO_4$; $\mu CuSO_4 \cdot 5H_2O = 160 + 90 = 250$ g/mol

250 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ..... 160g $CuSO_4$

x g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ..... 16g $CuSO_4$ $\quad x = \frac{250 \cdot 16}{160} = 25$ g $CuSO_4 \cdot 2H_2O$

Pentru preparare, se procedează ca la punctul a), numai că se cântăresc 25 g piatră vânătă care se pun într-un balon cotat de 1 l (fig. 29).

Activitate independentă

a) Ce cantitate de apă şi de azotat de sodiu sunt necesare pentru obţinerea a 1500 ml soluţie (ρ = 1,1 g/cm^3) de concentraţie 0,2 M?

b) Ce concentraţie procentuală are soluţia de la punctul a)?

Răspuns:

a) Din formula concentraţiei molare se determină masa de $NaNO_3$:

$c_M = \frac{\nu}{V_s(l)} \Rightarrow 0,2 = \frac{\nu}{1,5} \Rightarrow \nu = 0,3$ moli $\Rightarrow 25,5g\ NaNO_3$

Masa soluţiei se află din formula densităţii; $\rho_s = \frac{m_s}{V_s} \Rightarrow m_s = \rho_s \cdot V_s = 1,1 g/\cancel{cm^3} \cdot 1500\ \cancel{cm^3} = 1650g$

Masa de apă este: 1650 – 25,5 = 1624,5 g $\Rightarrow V_{H_2O} = 1624,5$ ml

b) $c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100 \Rightarrow c = \frac{22,5}{1650} \cdot 100 = 1,54\%$

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Se amestecă 400 g soluţie 20% de $CuCl_2$ cu 600 ml apă şi cu 80 g $CuCl_2$. Află:

a) concentraţia procentuală a soluţiei finale;

b) concentraţia molară a soluţiei finale (ρ = 1,08 g/cm^3).

2. Peste 760 cm^3 soluţie 1,8 M H_2SO_4 (ρ = 1,12 g/cm^3) se adaugă 300 ml apă. Află concentraţia procentuală şi molară a soluţiei finale.

3. a) Care este concentraţia procentuală a unei soluţii semimolare de HNO_3 (ρ = 1,04 g/cm^3)?
b) Află concentraţia molară a unei soluţii de $Ba(OH)_2$ 40% (ρ = 1,12 g/cm^3).
4. Prepară în laborator:
a) o soluţie de $Zn(NO_3)_2$ 52% din 20 g solvat;
b) o soluţie dublu molară de $CuSO_4$ din 60 g piatră vânătă (ρ = 1,012g/cm^3).
c) o soluţie 40% de Na_2CO_3, folosind soluţii din aceeaşi substanţă, dar de concentraţii 75% şi respectiv 20%.
d) 500 ml soluţie $FeCl_3$ 1,2 M.
e) 200 g soluţie NaOH 68%.
5. Prin descompunerea carbonatului de cupru II se obţine 8,8 g gaz. Acesta se barbotează în soluţie de hidroxid de calciu 2 M.
a) Scrie ecuaţiile reacţiilor chimice.
b) Masa carbonatului de cupru II folosit.
c) Volumul soluţiei $Ca(OH)_2$ care consumă gazul degajat.
6. 4 l soluţie 0,8 M de acid azotic reacţionează cu 2500 ml soluţie 1,5 M hidroxid de calciu. Află:
a) soluţia aflată în exces;
b) concentraţiile molare ale substanţelor în amestecul final.
7. Pentru obţinerea unei tone fosfat trisodic se folosesc soluţii de NaOH 3 M şi, respectiv, H_3PO_4 2,4 M. Află volumele soluţiilor reactante folosite.
8. Ce volum de soluţie H_2SO_4 2 M este necesar amestecării cu 2 l soluţie H_2SO_4 0,8 M astfel încât să se obţină o soluţie H_2SO_4 1 M?

Dacă vrei să ştii mai mult...

Tensiunea superficială a lichidelor

O moleculă din interiorul unui lichid (1) este înconjurată de un număr constant de alte molecule şi în consecinţă, ea este atrasă uniform, în toate direcţiile prin forţe van der Waals sau alte forţe slabe. O moleculă de la suprafaţa lichidului (2) este atrasă mult mai puternic de moleculele din interiorul lichidului, decât cele din faza gazoasă, de la suprafaţa acestuia (fig. 30).

Din cauza nesimetriei vecinătăţilor moleculelor superficiale rezultă forţe ce atrag aceste molecule spre interior, tinzând să reducă cât mai mult suprafaţa lichidului. De aceea lichidele în imponderabilitate şi corpurile cereşti au forme sferice, sfera având la volum egal o arie mai mică decât orice alt corp geometric. Aceeaşi formă şi din aceeaşi cauză au şi bulele de gaz, în interiorul lichidelor.

O picătură de ploaie, ce cade liber în aer are forma de elipsoid neregulat, datorită unui efect aerodinamic; în această formă, picătura de apă în cădere opune cea mai mică rezistenţă aerului.

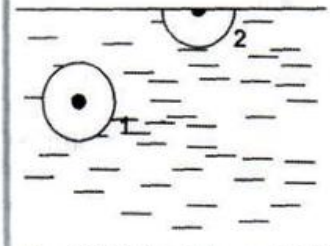


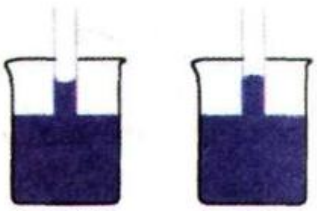
Fig. 30. Moleculele unui lichid sunt supuse unor tensiuni diferite

Tensiunea superficială a unui lichid (σ) reprezintă forţa de atracţie ce acţionează perpendicular pe o lungime de 1 cm, pe suprafaţa de separaţie a lichidului cu aerul.

Unitate de măsură a tensiunii superficiale este dyn/cm.

Substanţa	H_2O	Hg	CS_2	CCl_4	alcool	benzină
Tensiunea superficială (dyn/cm)	72,75	475	32,4	26,8	22,55	28,9

Tab. 5 – Valorile tensiunilor superficiale ale unor lichide la 20°C



a. menisc concav b. menisc convex

Fig. 31. Manifestarea tensiunii superficiale

Dacă un lichid se află într-un tub din sticlă, atunci forma suprafeţei lichidului este determinată de trei tensiuni superficiale:

– cea corespunzătoare contactului gaz-lichid;
– tensiunea corespunzătoare contactului lichid-solid;
– forţelor de atracţie ale particulelor din interiorul lichidului.

În funcţie de intensitatea acestor forţe şi orientarea lor, forţa rezultantă conduce la o curbură a suprafeţei plane, adică la un *menisc.*

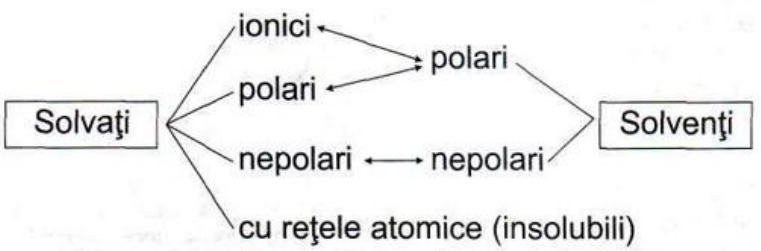
Dacă lichidul udă solidul (exemplu apa pe sticlă), *meniscul este concav* (fig. 31.a), iar dacă lichidul nu udă solidul (exemplu mercur pe sticlă), *meniscul este convex* (fig. 31.b).

Tensiunea superficială foarte mare a apei determină ca aceasta să nu aibă *capacitate de spălare.* De aceea se folosesc în practică compuşi tensioactivi (detergenţi, săpunuri, şampoane etc.), care au rolul de *a micşora tensiunea superficială a apei* şi de a-i conferi acesteia *capacitate de spălare.*

În industria textilă, în acelaşi scop de a micşora tensiunea superficială a apei, se folosesc agenţii de udare a firelor textile.

SUMAR

■ Apa este cea mai răspândită substanţă lichidă.
■ Cristalul de gheaţă are structură afânată.
■ Apa reacţionează cu substanţe simple (metale, nemetale), dar şi cu substanţe compuse (oxizi, CaC_2, etc.).
■ Soluţia este formată din solvat şi solvent. Cel mai răspândit solvent este apa (solvent polar).
■ Dizolvarea este procesul de împrăştiere a particulelor solvatului printre particulele solventului.
■ Dizolvarea este determinată de gradul de mărunţire a solvatului, agitarea componentelor şi temperatură.
■ Dizolvarea substanţelor ionice în apă este determinată de formarea interacţiunilor ion-dipol.



■ Substanţele polare se dizolvă în apă datorită formării interacţiunilor dipol-dipol.
■ Solubilitatea reprezintă proprietatea unei substanţe de a se dizolva în altă substanţă.
■ Solubilitatea este influenţată de natura solventului şi a solvatului, temperatură, presiune.
■ Raportul dintre cantitatea de solvat şi cantitatea de solvent poate fi exprimat fie prin concentraţia procentuală, fie prin concentraţia molară.
■ Concentraţia molară arată numărul de moli de substanţă dizolvată în 1000 ml soluţie.
■ Formulele de calcul pentru concentraţie:

a. procentuală $c\,(\%) = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$

b. molară $c_M = \frac{\nu\,(moli)}{V_s(L)}$.

■ Cristalohidraţii conţin inserate molecule de apă în cadrul reţelelor cristaline ale acestora.

Sugestii de proiecte

1. În mod normal când două soluţii sunt învecinate, are loc amestecarea lor până la egalizarea concentraţiilor acestora. Prin folosirea unei membrane semipermeabile, solventul difuzează astfel încât soluţia diluată se diluează şi mai mult, iar cealaltă soluţie se concentrează. Un astfel de proces se numeşte *osmoză.*

Alcătuieşte un referat despre mecanismul desfăşurării proceselor de osmoză; prezintă legea care guvernează acest proces, dar mai ales importanţa osmozei în viaţa de toate zilele.

2. În anul 1861, T. Graham a constatat că există o diferenţă între viteza de trecere a diferitelor soluţii printr-o membrană semipermeabilă. Substanţele care migrează foarte încet au fost denumite *coloizi* şi ulterior s-a constatat că ele nu reprezintă o clasă distinctă de substanţe, ci mai degrabă o anumită stare în care pot exista substanţele.

Studiază împreună cu câţiva colegi de-ai tăi problemele referitoare la obţinerea, clasificarea, proprietăţile şi, respectiv, utilizările coloizilor. Întocmiţi referate pe care le prezentaţi în faţa clasei.

3. O altă modalitate de exprimare a concentraţiei soluţiilor este *concentraţia normală,* legată fiind de *echivalentul gram.*

Întreabă profesorul şi consultă alte materiale de chimie pentru a arăta în ce constă calculul concentraţiei normale, precum şi importanţa cunoaşterii modului de determinare a echivalentului chimic.

TEST DE EVALUARE

1. Corectează variantele greşite din afirmaţiile de mai jos.

a. Concentraţia molară arată numărul de moli de substanţă dizolvată în 1000 cm^3 soluţie;

b. Prezintă delicvescenţă acele substanţe care absorb apa din atmosferă;

c. Substanţele se dizolvă în solvenţi cu structură asemănătoare acestora;

d. Gheaţa are densitatea mai mică decât a apei, deoarece are structură afânată;

e. Coeficientul de solubilitate reprezintă cantitatea de solvat care se dizolvă într-o cantitate de solvent ..... 2 p.

2. Înscrie în spaţiul liber al cifrelor substanţelor din coloana A, literele corespunzătoare proprietăţilor acestora la dizolvare, din coloana B:

A	B
... 1. H_2S	a. se dizolvă în apă;
... 2. Na_2SO_4	b. se dizolvă în solvenţi nepolari;
	c. la dizolvare formează legături ion-dipol;
	d. între particulele componente ale solventului şi solventului se formează legături dipol-dipol;
	e. solubilitatea scade cu scăderea temperaturii;
	f. creşterea temperaturii determină scăderea solubilităţii;
	g. presiunea influenţează dizolvarea substanţei ..... 2p.

3. Ce concentraţie procentuală are soluţia obţinută prin adăugarea a 50 ml apă peste 100 g sodă de rufe? ..... 2p.

4. O soluţie de H_2SO_4 din concentraţie 6 M reacţionează cu o probă de cupru şi rezultă 12,8 g gaz, conform reacţiei: $Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O + SO_2\uparrow$.

Află volumul soluţiei de H_2SO_4 necesar reacţiei şi cantitate de piatră vânătă obţinută.....3 p.

Notă: Se acordă 1 punct din oficiu
Timp de lucru – 50 minute.

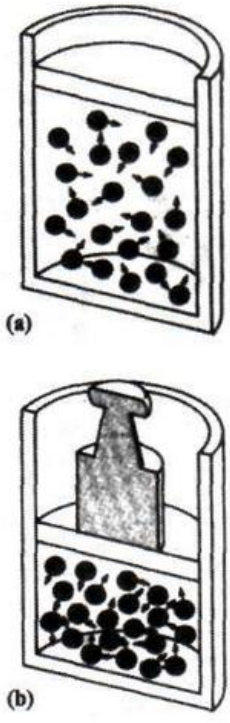


Fig. 32. Comprimarea gazelor

4.3. STAREA GAZOASĂ

4.3.1. NOŢIUNI GENERALE DESPRE GAZE

Particulele constituente ale unei substanţe în stare gazoasă au energie cinetică foarte mare, deoarece *predomină tendinţa de mişcare.* Forţele de atracţie dintre particule sunt foarte mici, iar distanţele sunt mari. Particulele se mişcă în toate direcţiile posibile, ocupând tot spaţiul pe care-l au la dispoziţie şi se strecoară prin orificii foarte fine. Mobilitatea particulelor unui gaz se datorează, pe de o parte energiei cinetice mari pe care o au, iar pe de altă parte, forţelor de atracţie slabe dintre ele.

Gazele *pot fi comprimate* (fig. 32.) şi sunt mult mai *fluide* decât lichidele.

La gaze, *fenomenul de difuziune* este mult mai intens decât la lichide. Prin comprimare, gazele se pot transforma în lichide (lichefiere), la o temperatură constantă, cât mai scăzută. Pe această proprietate se bazează îmbutelierea gazelor lichefiate în rezervoare din oţel: O_2 lichid, gazul de butelie, gazul combustibil etc.

Gazele au densitatea mult mai mică decât a lichidelor, deoarece pentru o masă dată de gaz, volumul corespunzător este mult mai mare. De aceea, unitatea de măsură a densităţii gazelor este de obicei g/dm^3 sau kg/m^3.

Substanţele în stare gazoasă nu au volum propriu şi nici formă determinată.

Exemple de substanţe în stare gazoasă: H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, CH_4, SO_2, SO_3, NH_3, CO_2, CO etc.

4.3.2. LEGILE GAZELOR

Legile gazelor sunt relaţii matematice care descriu comportarea gazelor.

• *Mărimi caracteristice gazelor*

Parametrii de stare ai unui gaz sunt mărimi ce caracterizează starea unui gaz (variabile de stare).

Mărimile ce caracterizează starea gazului sunt:

a) *presiunea* se notează cu p şi se măsoară în atmosfere (atm). Se mai poate exprima în milimetri coloană Hg sau torri.

1 atm = 760 mm Hg; 1 mm Hg = 1 torr.

b) *volumul* se notează cu V şi se măsoară de obicei în litri (l).

Aşa cum se ştie 1 l = 1 dm^3; 1 ml = 1 cm^3; 1 m^3 = 1000 l.

c) *temperatura* se notează cu t când este exprimată în grade Celsius şi, respectiv, cu T când este exprimată în grade Kelvin:

$$T(K) = t\,(^oC) + 273$$

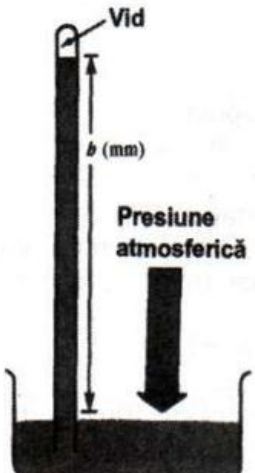


Fig. 33. Barometru – dispozitiv folosit pentru măsurarea presiunii

Condiţiile normale (c.n.) desemnează starea gazului în care:

$\begin{cases} p_0 = 1 \text{ atm} \\ t_0 = 0^oC \Rightarrow T_0 = 273 \text{ K} \end{cases}$ unde p_0 – presiunea în condiţii normale; t_0, T_0 – temperatura în condiţii normale.

• *Legea lui Avogadro. Volum molar*

Legea lui Avogadro se enunţă astfel:

Volume egale de gaze diferite aflate în aceleaşi condiţii de temperatură şi presiune, conţin un număr egal de particule.

Numărul lui Avogadro (N_A) *are valoarea* $6,023 \cdot 10^{23}$ *particule/mol.*
Numărul lui Avogadro poate fi definit ca:
– numărul de particule dintr-un mol de substanţă;
– numărul de particule dintr-o cantitate de substanţă numeric egală cu masa moleculară.

Activitate independentă

a. Calculează numărul de particule din 6 moli H_2;
b. În ce cantitate de clor se găsesc 2,5 N_A molecule?

Răspuns:

a. Se foloseşte regula de trei simplă pentru determinarea numărului de particule:

1 mol H_2 ..... $6,023 \cdot 10^{23}$ molecule H_2
6 moli H_2 x
$x = 6 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ molecule H_2 sau $x = 36,138 \cdot 10^{23}$ molecule H_2.

b. $\mu Cl_2 = 2 \cdot 35,5 = 71$ g/mol
71 g Cl_2 ..... N_A molecule Cl_2
y g Cl_2 ..... $2,5 \cdot N_A$ molecule Cl_2

$$y = \frac{2,5 \cdot N_A \cdot 71}{N_A} \Rightarrow y = 177,5 \text{ g } Cl_2$$

Amedeo Avogadro (1776-1856)

Volumul molar (V_M) *are valoarea de 22,4 l.*
Volumul molar reprezintă volumul unui mol de gaz în condiţii normale.

1 mol gaz (ocupă) ..... 22,4 l
ν moli gaz ..... V(l)

Astfel numărul de moli de gaz poate fi calculat cu relaţia:

$\boxed{\nu = \frac{V(l)}{22,4}}$, unde V(l) – volumul gazului în condiţii normale.

Deoarece numărul de moli poate fi calculat şi în funcţie de masă, se poate determina relaţia masă-volum pentru un gaz aflat în condiţii normale:

$$\boxed{\frac{m(g)}{\mu} = \frac{V(l)}{22,4}}$$

Activitate independentă

Într-un recipient există 672 l CO_2 (c.n.). Află:
a. numărul de moli de gaz;
b. numărul de molecule componente;
c. masa gazului.

Răspuns:

a) $\nu = \frac{V(l)}{22,4} \Rightarrow \mu = \frac{672}{22,4} = 30$ moli CO_2

b) 1 mol CO_2 ..... $6,023 \cdot 10^{23}$ molecule CO_2
30 moli CO_2 x
$x = 30 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \Rightarrow x = 30 \cdot N_A$ molecule CO_2

c) $\frac{m(g)}{\mu} = \frac{V(l)}{22,4}$, $\mu_{CO_2} = 44$ g/mol, $\frac{m(g)}{44} = \frac{672}{22,4} \Rightarrow m(g) = 1320$ g CO_2

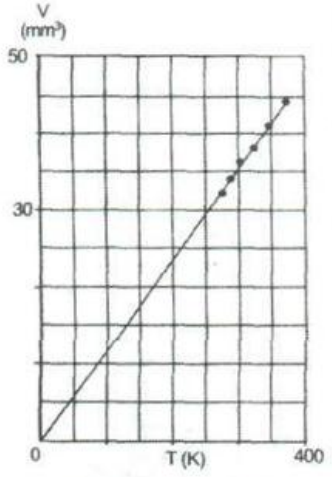


Fig. 34. Diagrama temperatură-volum

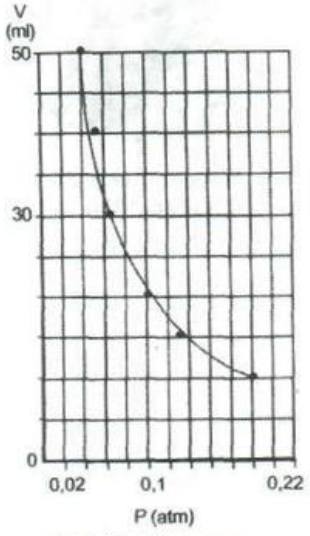


Fig. 35. Diagrama presiune-volum

• *Legea transformării de stare*

Această lege arată cum se comportă un gaz la trecerea acestuia dintr-o stare în alta şi ce legătură există între parametrii gazului din cele două stări.

Pentru o cantitate determinată de gaz, presiunea acestuia creşte cu temperatura şi scade cu volumul gazului.

Matematic se poate scrie relaţia următoare: $\boxed{\frac{p \cdot V}{T} = \text{const.}}$

Relaţia mai poate fi scrisă $\boxed{\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}}$

unde p_1, V_1, T_1 – parametrii gazului în starea 1,
p_2, V_2, T_2 – parametrii gazului în starea 2.

Activitate independentă

Considerăm 4 l de amoniac aflat la 3 atm şi 127°C. Ce presiune are acesta dacă ocupă un volum de 10 l la 400°C?

Răspuns:

$V_1 = 4$ l
$p_1 = 3$ atm
$t_1 = 127°C \Rightarrow T_1 = 273 + 127 = 400$ K
$V_2 = 10$ l
$t_2 = 400°C \Rightarrow T_2 = 673$ K

$p_2 = ?$

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{3 \cdot 4}{400} = \frac{p_2 \cdot 10}{673} \Rightarrow p_2 = \frac{3 \cdot 4 \cdot 673}{400 \cdot 10} = 2{,}019 \text{ atm}$$

• *Ecuaţia de stare a gazului ideal*

Această lege este o relaţie matematică care leagă între ei parametrii gazului aflat într-o anumită stare.

Pentru descoperirea formulei de calcul amintite vă propun efectuarea activităţii de mai jos.

Activitate independentă

Considerăm că 1 mol de gaz, aflat iniţial în condiţii normale, este adus la presiunea p (atm), volumul V (l) şi la temperatura T(K). Găseşte relaţia dintre cei trei parametrii p, V, T ai gazului.

Răspuns:

1 mol gaz ocupă 22,4 l la 1 atm şi 273 K.

Dacă este adus într-o altă stare cu parametrii p, V, T, relaţia legii transformării de stare devine:

$$\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p \cdot V}{T} \Rightarrow \frac{1 \cdot 22{,}4}{273} = \frac{p \cdot V}{T} \Rightarrow \frac{p \cdot V}{T} = 0{,}082$$

Dacă se notează cu $R = 0{,}082 \Rightarrow \frac{p \cdot V}{T} = R \Leftrightarrow pV = RT$ (pentru 1 mol de gaz)

Pentru ν moli de gaz, relaţia de mai sus devine:

$\boxed{pV = \nu RT}$ – ecuaţia de stare a gazului ideal.

Unitatea de măsură pentru R se poate determina:

$$R = \frac{p \cdot V}{\nu T} \Rightarrow \langle R\rangle = \frac{\langle p\rangle \cdot \langle V\rangle}{\langle \nu\rangle \cdot \langle T\rangle} \Rightarrow \langle R\rangle = \frac{l \cdot atm}{mol \cdot K}$$

În concluzie, R este o constantă numită *constanta generală a gazelor* şi are valoarea: $R=0{,}082 \frac{l \cdot atm}{mol \cdot K}$

Activitate independentă

Ce masă de hidrogen se află într-o incintă de 10 l la 4 atm şi 27°C?

Răspuns:

$V = 10\ l$
$p = 4\ atm$
$t = 127°C \Rightarrow T = 400K.$

$m_{H_2} = ?$

$pV = \nu RT \Rightarrow 4 \cdot 10 = \nu \cdot 0{,}082 \cdot 400 \Rightarrow \nu = 1{,}22$ moli $H_2 \Rightarrow 2{,}44$ g H_2

• *Densitatea gazelor*

Pentru gaze se pot defini două tipuri de densităţi:

a) *densitatea absolută* – se notează cu ρ;

Pentru 1 mol de gaz (c.n.), masa este μ, iar volumul are valoarea 22,4 l.

$$\text{Deoarece } \rho = \frac{m}{V} \Rightarrow \boxed{\rho = \frac{\mu}{22{,}4}}$$

Densitatea absolută se exprimă în g/l sau Kg/m^3.

b) *densitatea relativă* – se notează cu d şi arată de câte ori masa unui gaz (10) este mai mare decât masa gazului de referinţă (2):

$$d = \frac{\rho_1}{\rho_2} \Rightarrow \frac{\mu_1/V_M}{\mu_2/V_M} \Rightarrow \boxed{d = \frac{\mu_1}{\mu_2}}$$

μ_1, ρ_1 – masa molară, respectiv densitatea gazului de studiat.
μ_2, ρ_2 – masa molară, respectiv densitatea gazului de referinţă.
Densitatea relativă este o valoare adimensională.
De obicei gazul de referinţă este aerul ($\mu_{aer}=28{,}9$).

Activitate independentă

a) Calculează densitatea SO_2.

b) Care este masa moleculară a gazului care este de 1,177 ori mai greu decât aerul?

Răspuns:

a) $\rho_{SO_2} = \frac{\mu_{SO_2}}{22{,}4} \Rightarrow \rho_{SO_2} = \frac{64}{22{,}4} \Rightarrow \rho_{SO_2} = 2{,}857$ g/l

b) $d_{aer} = 1{,}177 \Rightarrow d_{aer} = \frac{\mu}{28{,}9} \Rightarrow \mu = 28{,}9 \cdot 1{,}177 = 34 \Rightarrow$ gazul studiat este H_2S.

Ştiaţi că ...

– R (constanta generală a gazelor) are valori diferite în funcţie de unităţile de măsură exprimate? (ex.: R=8310 J/mol · K)

Fig. 36. Lansarea unei rachete în spaţiu

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Încercuieşte afirmaţiile corecte din enunţurile de mai jos.

a) numerele de particule a două gaze cu volume egale, la aceeaşi presiune şi temperatură, nu depind de natura gazelor;

b) la trecerea unui gaz dintr-o stare în alta, presiunea variază direct proporţional cu volumul şi invers proporţional cu temperatura;

c) densitatea unui gaz se măsoară de obicei în g/cm^3;

d) 1 mol de gaz ocupă în condiţii normale 22,4 l;

e) cunoaşterea densităţii unui gaz permite determinarea masei moleculare a acestuia.

2. Ce număr de particule conţin:

a) 0,01 Kmoli CO; b) 0,224 dm^3 O_2; c) 2 Kg C_2H_2 (acetilenă).

3. Într-un recipient se află 4,48 m^3 N_2. Determină:

a) numărul de molecule din recipient;

b) masa azotului (Kg);

c) cantitatea de H_2 (în moli, l şi g) care reacţionează cu cantitatea dată de azot.

4. Prin descompunerea calcarului cu 80% $CaCO_3$, se obţin 112 l CO_2 (c.n.). Află:

a) numărul de particule din cantitatea de gaz obţinută;

b) masa de calcar necesară;

c) volumul de CO care ar trebui ars, pentru obţinerea aceleiaşi cantităţi de CO_2.

5. Ce volum ocupă 400 l NH_3 (c.n.), dacă este adus la 1,2 atm şi 27°C?

6. 20 l CO_2 aflat la 1,5 atm este comprimat până la 0,012 m^3, la temperatură normală. Care este presiunea (în mm coloană Hg) a gazului în aceste condiţii?

7. Află volumul de H_2S la 20°C şi 3 atm obţinut din FeS şi 426,25 g soluţie HCl 80%.

8. Prin reacţia a 400 l Cl_2 la 1,8 atm şi 400°C cu H_2 se obţine HCl.

Calculează:

a) volumul clorului în condiţii normale;

b) masa hidrogenului necesar;

c) numărul de molecule de HCl din cantitatea obţinută.

9. 0,3 N_A molecule de amoniac se găsesc într-un balon la 1,54 atm şi 0°C. Află:

a) volumul balonului;

b) ce concentraţie procentuală are soluţia obţinută prin dizolvarea amoniacului în 15,4 g apă?

10. Ce volum de aer (cu 20% O_2 volume) este necesar reacţiei de ardere a carbonului astfel încât să rezulte 1000 m^3 CO_2 la 2 atm şi 17°C?

11. Un amestec de CO şi CO_2 (raport molar 2:1), aflat la 2 atm şi 0°C, este trecut printr-o soluţie de $Ca(OH)_2$, astfel încât masa vasului creşte cu 66 g. Află volumul amestecului gazos iniţial.

12. O substanţă gazoasă are densitatea 1,25 g/l.

a) Află masa moleculară a gazului.

b) Care este densitatea sa faţă de SO_3?

13. În urma reacţiei unei sări de aluminiu cu HCl, se obţine un gaz a cărui densitate faţă de aer este 1,523.

a) Scrie ecuaţia reacţiei chimice.

b) Află densitatea absolută a gazului.

c) Care este densitatea gazului la 5 atm şi 30°C?

Dacă vrei să ştii mai mult ...

Amestecuri gazoase

Legile gazelor ideale singulare sunt valabile în general şi pentru amestecurile de gaze. Însă pentru acestea mai pot fi definite şi alte mărimi, respectiv legi care să descrie comportamentul acestora la trecerea dintr-o stare în alta.

Pentru a prezenta mărimile şi legile amintite presupunem un amestec gazos format din n componente.

Fracţia molară se notează cu x_i şi reprezintă raportul dintre numărul de moli de component i (ν_i) şi numărul total de moli (ν):

$$x_i = \frac{\nu_i}{\nu}, \text{ unde } \nu = \nu_1+\nu_2+...+\nu_n;$$

Matematic se poate deduce că: $x_1 + x_2 +...+ x_n = 1$.

Presiunea parţială (p_i) reprezintă presiunea pe care o are gazul i atunci când ocupă singur volumul pus la dispoziţia amestecului gazos, la aceeaşi temperatură.

$$p_i = x_i \cdot P, \text{ P – presiunea totală a amestecului gazos.}$$

Concentraţia procentuală volumetrică (c_i) arată cota de participare volumetrică a gazului i în 100 volume amestec gazos.

$$c_i = \frac{V_i}{V} \cdot 100,$$

V_i – volumul gazului i;

V – volumul total de gaze.

Masa moleculară medie ($\overline{\mu}$) reprezintă masa moleculară a unui amestec de gaze. Ea se calculează în două moduri:

a. în funcţie de fracţia molară:

$$\overline{\mu} = x_1 \cdot \mu_1 + x_2 \cdot \mu_2 +...+ x_n \cdot \mu_n, \ \mu_i \text{ – masa moleculară a gazului i;}$$

b. în funcţie de concentraţiile volumetrice:

$$\overline{\mu} = \frac{c_1}{100} \cdot \mu_1 + \frac{c_2}{100} \cdot \mu_2 + ... + \frac{c_n}{100} \cdot \mu_n$$

Legea presiunilor parţiale (J. Dalton, 1801) se referă la calculul presiunii pe care o exercită un amestec de gaze. Ea se enunţă astfel:

Presiunea unui amestec de gaze este egală cu suma presiunilor parţiale ale gazelor componente.

$$P = p_1 + p_2 +.....+ p_n,$$

p_i – presiunea parţială a gazului i;

P – presiunea totală a amestecului.

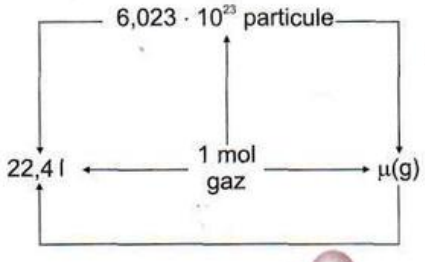
SUMAR

■ Parametrii de stare a unui gaz sunt: presiunea, volumul, temperatura.

■ $N_A = 9,023 \cdot 10^{23}$ particule/mol şi $V_M = 22,4$ l/mol gaz (c.n.)

■ Volume egale de gaze diferite, aflate în aceleaşi condiţii de temperatură şi presiune, conţin un număr egal de particule – legea lui Avogadro.

■ Între mol, masa molară, volumul molar şi numărul lui Avogadro există relaţii de interdependenţă (vezi schema alăturată).



■ Relaţia care există între parametrii unui gaz într-o anumită stare se numeşte ecuaţia de stare a gazului ideal.

■ Presiunea unui gaz variază direct proporţional cu temperatura şi invers proporţional cu volumul – legea transformării de stare.

■ Pentru gaze se poate defini densitatea absolută şi, respectiv, densitatea relativă.

Sugestii de proiecte

1. Legile gazelor ideale sunt denumite uneori în asociaţie cu numele unor oameni de ştiinţă care le-au descoperit precum Amedeo Avogadro, Robert Boyle, Jaques Charles, Louis Gay-Lussac etc.

Alcătuieşte un eseu în care să discuţi despre când, unde a trăit şi, respectiv, despre contribuţia unuia dintre aceşti cercetători la dezvoltarea ştiinţei.

2. Compuşi chimici care reacţionează pentru a produce cantităţi enorme de gaze sunt folosiţi pentru propulsia rachetelor spaţiale. Datorită presiunii foarte mare gazele împing racheta şi o determină să se desprindă de la sol.

Scrie un material despre compuşii şi reacţiile chimice care sunt utilizate la decolarea în acest mod a rachetelor spaţiale.

3. Recentele informaţii ştiinţifice culese de staţiile orbitale se referă la caracteristicile atmosferei şi la solul planetei Marte.

Urmăreşte în acest sens rapoartele ştiinţifice prezentate în revistele de specialitate, internet etc. şi alcătuieşte un referat pe care îl poţi prezenta colegilor tăi. Analog şi aceştia pot alcătui referate privind atmosfera Lunii sau altor planete mai apropiate sau mai depărtate de Pământ.

4. O altă stare de agregare a materiei o reprezintă plasma. Scrie un material despre ce reprezintă, cum se obţine, unde există şi ce caracteristici prezintă această stare de agregare.

5. Alcătuieşte un raport despre problemele poluării aerului în regiunea în care locuieşti. Identifică principalele surse de poluare, dacă zona este sau nu poluată şi fă observaţii dacă autorităţile locale sunt preocupate pentru diminuarea acestui proces nedorit.

TEST DE EVALUARE

1. Cât cântăresc 0,01 kmoli SO_3 şi 300 l O_2? ..... 1p.
2. Un recipient conţine $3,012 \cdot 10^{23}$ molecule HCl. Află:
   a) masa gazului exprimată în kg ..... 1p.
   b) volumul HCl (c.n.) ..... 1p.
   c) volumul HCl la 3 atm şi 27°C ..... 1p.
3. Arată semnificaţia următoarelor concepte: parametrii de stare, condiţii normale, volum molar, constanta generală a gazelor ..... 2p.
4. O soluţie de $Ca(OH)_2$ de concentraţie 3,7% reacţionează cu 2,4 l CO_2 la 2 atm şi 27°C. Află:
   a) volumul CO_2 în condiţii normale; ..... 1p.
   b) masa soluţiei de $Ca(OH)_2$ care a reacţionat cu gazul; ..... 1p.
   c) densitatea faţă de aer a CO_2 ..... 1p.

Notă: Se acordă 1 punct din oficiu.
Timp de lucru – 50 minute.

Rareori în practică are loc transformarea totală a reactanţilor în produşi de reacţie. În majoritatea reacţiilor chimice reactanţii se transformă doar într-o anumită proporţie; la rândul lor produşii obţinuţi se descompun în alte substanţe decât cele dorite, sau chiar în substanţele iniţiale (reactanţi). De aceea este necesară studierea condiţiilor optime de lucru, a factorilor şi a legilor care guvernează desfăşurarea proceselor industriale, pentru obţinerea unor cantităţi maxime de produse dorite, în scopul eficientizării lor.

În acest capitol vom folosi adesea noţiunea de *sistem.*

Sistemul poate fi definit ca un corp sau un ansamblu de corpuri, ce poate fi delimitat real sau imaginar de mediul înconjurător şi care se comportă ca un întreg.

Starea de agregare a substanţelor este foarte importantă în explicarea evoluţiei sistemelor într-o anumită direcţie. De aceea fiecare substanţă chimică dintr-un proces trebuie însoţită de starea de agregare corespunzătoare (exemplu $Cl_2(g)$ – gaz; H_2O (l) – lichid; CaO (s) – solid; NaOH (aq) – soluţie apoasă).

5.1. REACŢII IREVERSIBILE ŞI REACŢII REVERSIBILE

Reacţiile chimice se clasifică din punct de vedere al sensului de desfăşurare în:

a. *reacţii ireversibile care decurg într-un singur sens, de la reactanţi către produşi.*

La sfârşitul reacţiei în sistem se găsesc numai produşii de reacţie corespunzători.

Forma generală a reacţiilor ireversibile este:

$\boxed{X + Z \rightarrow Y + T}$, unde X, Z – reactanţi, Y, T – produşi

Fig. 1. Reacţie cu obţinere de gaz

b. *reacţiile reversibile sunt acele procese care decurg atât de la reactanţi la produşi, dar în acelaşi timp din produşi se obţin reactanţi.* La sfârşitul reacţiei, în sistem se găsesc atât reactanţi neconsumaţi, cât şi produşi de reacţie.

Forma generală este: $\boxed{A + B \rightleftarrows C + D}$

Activitate experimentală – Cercetarea sensului de desfăşurare a reacţiilor chimice

Efectuează experimentele următoare şi completează pe caiet cerinţele din tabel.

Denumire experiment	Materiale necesare	Mod de lucru	Reacţie chimică	Observaţii
1. Reacţie cu degajare de gaz	- FeS solid, - soluţia HCl, - eprubete	Pune peste FeS solidă 1ml soluţie HCl. Scrie observaţiile şi ecuaţia reacţiei chimice pe caiet	FeS(s) + HCl (aq) → ... + ...	
2. Reacţie cu formare de precipitat	- $HgCl_2$ soluţie, - KI soluţie, - eprubete	Pune 0,5 ml soluţie KI peste 1ml soluţie $HgCl_2$. Scrie observaţiile şi ecuaţia reacţiei chimice pe caiet.	$HgCl_2$ (aq) + KI (aq) → ... + ...	

3. Descompunerea iodurii mercurice	- HgI_2 solidă, - eprubetă cu dop, - cleşte pentru eprubetă, - bec de gaz	Separă prin decantare precipitatul de la experienţa nr. 2, usucă-l şi pune-l într-o eprubetă cu dop. Încălzeşte eprubeta cu atenţie în flacăra becului cu gaz. Scrie observaţiile şi ecuaţia reacţie chimice în caiet. Lasă să se răcească eprubeta în stativ. Scrie observaţiile şi ecuaţia reacţiei chimice în caiet.	HgI_2 (s) $\xrightarrow{\text{la cald}}$ ... + ... + ... $\xrightarrow{\text{la rece}}$ HgI_2 (s)	

Fig. 2. Obţinerea precipitatului de iodură mercurică

Interpretarea observaţiilor:

În experimentul 1 se obţine un gaz cu miros neplăcut (H_2S), conform reacţiei:

$$FeS(s) + 2HCl\ (aq) \rightarrow FeCl_2 + H_2S(g);\ (fig.\ 1)$$

Un precipitat roşu-corai se obţine în experimentul 2, conform reacţiei:

$$HgCl_2(aq) + 2KI(aq) \rightarrow HgI_2(s) + 2KCl\ (aq);\ (fig.\ 2)$$

În ambele sisteme sensul de desfăşurare a reacţiilor este de la stânga la dreapta. De aceea acestea sunt reacţii ireversibile.

Dacă iodura mercurică se încălzeşte într-o eprubetă cu dop are loc modificarea culorii de la roşu-corai la galben, culoarea iodurii mercuroase.

Prezenţa dopului este necesară, deoarece iodul obţinut sub forma de vapori s-ar pierde în atmosferă.

$$2HgI_2(s) \xrightarrow{\text{la cald}} Hg_2I_2(s) + I_2(g)$$

Dacă eprubeta se răceşte, produşii de reacţie din eprubetă interacţionează între ei şi formează iodură mercurică.

$$Hg_2I_2(s) + I_2(g) \xrightarrow{\text{la rece}} 2HgI_2(s)$$

În această situaţie are loc atât reacţia directă, cât şi reacţia inversă, adică o reacţie reversibilă, care poate fi scrisă după cum urmează:

$$2HgI_2(s) \underset{\text{la rece}}{\overset{\text{la cald}}{\rightleftarrows}} Hg_2I_2(s) + I_2(g)$$

Sensul de desfăşurare a reacţiei reversibile depinde în cazul studiat de temperatura de lucru.

5.2. ECHILIBRUL CHIMIC

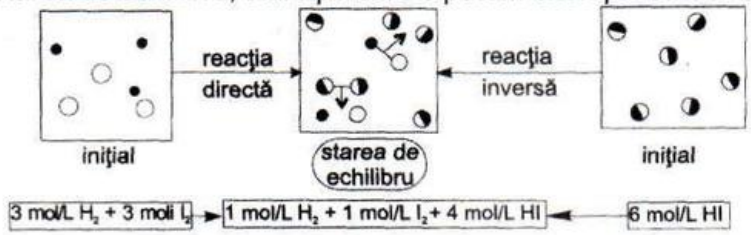
• *Starea de echilibru chimic*

Obţinerea acidului iodhidric este un alt exemplu de reacţie reversibilă:

$$H_2(g) + I_2(g) \underset{\text{la rece}}{\overset{\text{la cald}}{\rightleftarrows}} 2HI(g)$$

Moleculele de hidrogen şi, respectiv, de iod interacţionează între ele şi formează moleculele de acid iodhidric. Atunci când moleculele de acid iodhidric sunt într-o anumită concentraţie, încep să interacţioneze între ele şi formează molecule de hidrogen şi iod. Însă în acelaşi timp, alte molecule de reactanţi se transformă în produsul de reacţie.

Există un moment în timpul transformărilor în care numărul de molecule de reactanţi (H_2 şi I_2) care formează produsul de reacţie, este egal cu numărul moleculelor de produs de reacţie (HI), care se transformă în reactanţi în unitatea de spaţiu, raportat la unitatea de timp. În această situaţie sistemul considerat a ajuns la starea de echilibru, stare pe care o putem exemplifica folosind schema următoare:



Legendă: • molecula de H_2 o molecula de I_2 ◔ molecula de HI

La aceeaşi compoziţie a substanţelor în starea de echilibru se ajunge fie dacă se porneşte de la 3 mol/l H_2 şi 3 moli/l I_2, sau dacă iniţial reacţionează 6 mol/l HI.

Compoziţia substanţelor la echilibru se modifică dacă concentraţiile iniţiale ale substanţelor reactante au alte valori.

• *Proprietăţile unui sistem aflat în echilibru*

a) *compoziţie constantă;* la echilibru concentraţiile substanţelor prezente în sistem rămân constante, atâta timp cât nu are loc modificarea temperaturii şi presiunii interioare a sistemului;

b) *dinamicitate;* un sistem aflat în echilibru nu suferă nicio modificare macroscopică vizibilă. La nivel microscopic în interiorul sistemului au loc atât reacţia directă, cât şi cea inversă, dar cu intensităţi egale, astfel încât efectul lor se anulează reciproc.

c) *stabilitate;* un sistem aflat în echilibru rămâne în starea în care se află, atât timp cât nu se acţionează asupra lui din exterior.

d) *mobilitate;* dacă din exterior se acţionează asupra sistemului cu diverşi factori perturbatori, starea sistemului se modifică şi acesta ajunge într-o altă stare. Sistemul revine însă la starea iniţială dacă se înlătură acţiunea factorilor exteriori.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Completează reacţiile chimice următoare şi arată care sunt ireversibile:
   a. $Pb(NO_3)_2 + KI(aq) \rightarrow \ldots + \ldots$
   b. $H_2O(l) + CO_2(g) \rightarrow \ldots + \ldots$
   c. $CaCO_3(s) + HCl(aq) \rightarrow \ldots + \ldots$
   d. $NH_3(g) + H_2O(l) \rightarrow \ldots + \ldots$
   e. $CuSO_4(aq) + NH_3(aq) \rightarrow \ldots$
   f. $FeCl_3(s) + NaOH(s) \rightarrow \ldots + \ldots$

Verifică experimental desfăşurarea acestor reacţii.

2. Se consideră sistemul aflat în echilibru, a cărui compoziţie este: 2,5 moli/l de N_2, 2,5 moli/l de O_2 şi 3 moli/l de NO.

a) Scrie reacţiile care au loc la stabilirea stării de echilibru;

b) Află numărul de moli iniţial de reactanţi;

c) Câţi moli de produs de reacţie s-ar fi obţinut, dacă reactanţii s-ar fi consumat în întregime?

3. Alege varianta corectă, referitoare la caracteristicele unui sistem aflat în echilibru:
a) compoziţie (constantă/variabilă);
b) la echilibru (nu se desfăşoară/se desfăşoară) reacţii chimice;
c) starea sistemului (se schimbă/nu se schimbă), dacă se acţionează cu factori exteriori;
d) dacă asupra unui sistem aflat în echilibru s-a acţionat cu un factor exterior, la înlăturarea acţiunii acestuia, sistemul (revine/nu mai revine) la starea iniţială.

5.3. LEGEA ACŢIUNII MASELOR

Marcelin P.E. Berthelot
(1827-1907)

• *Enunţul legii acţiunii maselor*

În anul 1862, în urma unui număr mare de determinări experimentale, chimistul francez M. P. E. Berthlot găseşte expresia matematică a legii care guvernează comportarea sistemelor aflate în echilibru. Mai târziu (în anul 1867) această lege este generalizată de chimiştii germani Guldberg şi Waage care o fac cunoscută sub numele *de legea acţiunii maselor:*

Pentru sistemele aflate în echilibru, raportul dintre produsul concentraţiilor molare ale produşilor şi produsul concentraţiilor molare ale reactanţilor este o constantă numită constantă de echilibru în funcţie de concentraţie (K_c).

Considerăm reacţia chimică generală aflată în echilibru:

$A + B \leftrightarrows C + D$, unde A, B – reactanţi;
B, C – produşi;
a, b, c, d – coeficienţi chimici

Pentru reacţia dată, legea acţiunii maselor se poate scrie:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

K_c – constantă de echilibru în funcţie de concentraţie;
[A], [B], [C], [D] – concentraţiile molare ale substanţelor la echilibru.

Cato Maximilian Guldberg
(1836-1902)
Peter Waage (1833-1900)

• *Exemple de probleme rezolvate – legea acţiunii maselor*

1. La obţinerea HI, după stabilirea echilibrului chimic, în sistem se găsesc 0,1 mol/l H_2 0,8 mol/l I_2 şi 2 mol/l HI. Află valoarea K_c.

Răspuns:

Reacţia chimică este: $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2HI(g)$

Expresia constantei de echilibru pentru această reacţie:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

Valoarea constantei de echilibru este:

$$K_c = \frac{(2\ mol/l)^2}{(0{,}8\ mol/l) \cdot (0{,}1\ mol/l)}$$; rezultă $K_c = 50$.

Se observă K_c este adimensională.

2. *Se consideră reacţia:*

$$N_2(g) + 3H_2(g) \leftrightarrows 2NH_3(g)$$

La echilibru, compoziţia sistemului este 2 mol/l N_2, 3 mol/l H_2 şi 2 mol/l NH_3.

a) scrie expresia K_c;

b) află valoarea K_c;

c) care este raportul molar iniţial al reactanţilor?

Răspuns:

a. Expresia constantei de echilibru este $K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]\cdot[H_2]^3}$

b) Valoarea lui K_c devine: $K_c = \frac{(2mol/l)^2}{(2mol/l)\cdot(3mol/l)^3}$; $K_c = \frac{4(mol/l)^{\cancel{2}}}{2mol/l \cdot 27 mol/l)^{\cancel{3}}}$; $K_c \cong 0{,}08(l/mol)^2$

c) Pentru determinarea raportului molar iniţial construieşte un tabel (vezi dreapta), în care se trec concentraţiile substanţelor: iniţiale – I, consumate – C şi la echilibru – E, iar x şi y reprezintă cantităţile consumate din reactanţi şi se determină din calcul chimic pe reacţie:

	$[N_2]$	$[H_2]$	$[NH_3]$
I	?	?	0
C	x	y	0
E	2	3	2

$$\underset{x}{1}\ N_2(g) + \underset{y}{3}\ H_2(g) \rightleftarrows \underset{2}{2}\ NH_3(g)$$

$x = \frac{2:1}{2} = 1 mol/l\ N_2$; $y = \frac{3}{2} = 3\ mol/l\ H_2$. Tabelul devine:

	$[N_2]$	$[H_2]$	$[NH_3]$
I	3	6	0
C	1	3	0
E	2	3	2

Valoarea iniţială a concentraţiei unei substanţe se determină însumând concentraţia consumată cu cea rămasă în sistem la echilibru.

Raportul molar iniţial N_2: H_2 = 3 : 6; rezultă N_2: H_2 = 1 : 2.

Legea acţiunii maselor este o relaţie matematică cu ajutorul căreia se pot determina concentraţiile substanţelor la echilibru, raportul iniţial de combinare a reactanţilor, procentele de transformare a acestora, randamentele proceselor chimice etc.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Se consideră reacţia chimică:

$$NO_2(g) + CO(g) \leftrightarrows CO_2(g) + NO(g)$$

Iniţial se află în sistem 4 moli $NO_2(g)$ şi 3 moli CO, într-un volum al camerei de reacţie de 2 l. Află valoarea constantei de echilibru (K_c), dacă a reacţionat numai 60% din NO_2.

2. În reacţia de obţinere a SO_3 din SO_2, se găsesc la echilibru 1 mol/l de SO_2, 3 mol/l de O_2 şi 2 mol/l de SO_3. Află:

a) constanta de echilibru în funcţie de concentraţie;

b) raportul molar iniţial SO_2:O_2;

c) volumul de aer necesar reacţiei.

3. În reacţia chimică: $A_2 + B_2 \leftrightarrows 2AB$, $K_c = 2$.

Află concentraţia substanţei AB la echilibru, dacă iniţial sunt 1 mol/l de A_2 şi 2 moli/l de B_2.

4. Compoziţia la echilibru a reacţiei $PCl_5(g) \leftrightarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$ este de 0,3 moli/l de PCl_3, 0,8 moli/l de Cl_2 şi 1,4 moli/l de PCl_5. Află:
a) valoarea constantei de echilibru;
b) compoziţia iniţială a sistemului;
c) compoziţia sistemului la echilibru, dacă iniţial se folosesc 2 moli/l de PCl_5.

5.4. FACTORII CARE INFLUENŢEAZĂ ECHILIBRUL CHIMIC

• Principiul Le Châtelier

Dacă asupra unui sistem aflat în echilibru se acţionează cu diverşi factori exteriori, au loc modificări ale stării sistemului. Cunoaşterea acestor factori, a modului cum acţionează ei, dar mai ales efectul pe care aceştia îl au asupra sensului de desfăşurare a reacţiilor reversibile, prezintă o importanţă deosebită în obţinerea de randamente maxime în industria chimică.

Henry Le Châtelier
(1850-1936)

Chimistul francez Henry Le Châtelier a studiat un număr foarte mare de sisteme aflate în echilibru şi a emis principiul care îi poartă numele.

Principiul Le Châtelier se enunţă astfel:

Dacă asupra unui sistem aflat în echilibru se acţionează cu un factor perturbator, echilibrul se va deplasa în sensul diminuării acţiunii factorului perturbator.

Factorii care influenţează evoluţia unui sistem aflat în echilibru sunt:
a) concentraţiile substanţelor prezente în sistem;
b) temperatura;
c) presiunea.

• Influenţa concentraţiei asupra unui sistem aflat în echilibru.

Principiul Le Châtelier particularizat pentru concentraţie (în calitate de factor perturbator) va fi formulat după efectuarea unei activităţi experimentale.

Activitate experimentală – Studiul influenţei concentraţiei asupra echilibrului chimic

• Materiale necesare: soluţie diluată KSCN, soluţie diluată $FeCl_3$, KCl solidă, soluţie NaOH, spatulă, eprubete.

• Mod de lucru: Peste 2 ml soluţie $FeCl_3$ pune 2 ml soluţie KSCN. Împarte soluţia obţinută în patru eprubete pe care le foloseşti astfel:
1. prima eprubetă o foloseşti ca probă martor;
2. în a doua eprubetă adaugă puţină KCl solidă;
3. pune 1 ml soluţie $FeCl_3$ în a treia eprubetă;
4. în ultima eprubetă adaugă 1 ml soluţie NaOH.

Notează şi justifică modificările de culoare.

Interpretarea observaţiilor:

Reacţia chimică care are loc este:

$$FeCl_3(aq) + 3KSCN(aq) \overset{(1)}{\underset{(2)}{\leftrightarrows}} Fe(SCN)_3(aq) + 3KCl(aq)$$

galbenă incoloră roşu-sânge incoloră

Se obţine un amestec de reacţie de culoare roşu-sângeriu (fig. 3).

1. Culoarea soluţiei din eprubeta nr. 1 se foloseşte pentru comparaţia cu celelalte culori ale soluţiilor obţinute.

2. Prin adăugare de KCl solidă, culoarea soluţiei se deschide (devine galbenă). Înseamnă că a avut loc reacţia (2) în urma adăugării de KCl; echilibrul s-a deplasat în sensul consumării excesului de substanţă, de la dreapta la stânga.

3. Excesul de soluţie $FeCl_3$ determină apariţia unei culori mult mai intense (roşu închis). A avut loc reacţia (1); astfel a crescut concentraţia în $Fe(SCN)_3$ prin deplasarea echilibrului spre dreapta, în sensul consumării $FeCl_3$.

4. Culoarea soluţiei se deschide datorită formării unui precipitat galben-brun de $Fe(OH)_3$.

$$FeCl_3(aq) + 3NaOH(aq) \rightarrow Fe(OH)_3(s) + 3NaCl(aq)$$

Precipitarea ionului Fe^{3+} determină scăderea concentraţiei în $FeCl_3$. Echilibrul se deplasează spre stânga (reacţia 2), în sensul formării substanţei „blocate" în precipitat.

Fig. 3. Influenţa concentraţiei la obţinerea sulfocianurii de Fe III

În concluzie, referitor la influenţa concentraţiei asupra unui sistem aflat în echilibru se poate afirma:

Creşterea concentraţiei unei substanţe (reactant sau produs) determină deplasarea echilibrului chimic în sensul consumării acelei substanţe (aceasta devine reactant).

Scăderea concentraţiei unei substanţe determină deplasarea echilibrului chimic în sensul formării acelei substanţe, care devine produs de reacţie.

• *Influenţa temperaturii asupra unui sistem aflat în echilibru.*

Reacţiile chimice sunt procese însoţite de efect termic sau căldură (Q). Din acest punct de vedere ele se clasifică în reacţii exoterme şi reacţii endoterme.

a. *Reacţiile exoterme* sunt procese care au loc cu degajare de căldură;

$$C(s) + O_2(g) \leftrightarrows CO_2(g) + Q; \qquad 2SO_2(g)+O_2(g) \leftrightarrows SO_3(g) + Q$$

b. *Reacţiile endoterme,* procesele care au loc cu absorbţie de căldură;

$$CH_4(g) \leftrightarrows C(s) + 2H_2(g) - Q; \qquad H_2(g)+I_2(g) \leftrightarrows 2HI(g) - Q$$

Fig. 4. Influenţa temperaturii asupra dimerizării hipoazotidei

Activitate experimentală – Studiul influenţei temperaturii asupra dimerizării hipoazotidei

• Materiale necesare: două eprubete cu dop (două baloane cu fund rotund), două tuburi din sticlă (îndoite la 90 grade), un tub din cauciuc cu clemă, hipoazotidă, două pahare Berzelius, sursă de încălzire, NH_4NO_3 şi gheaţă.

• Mod de lucru: Umple cele două eprubete cu NO_2 (hipoazotidă), acoperă-le cu dopuri şi fă legătura între ele cu tubul din cauciuc (folosind şi tuburile din sticlă). Iniţial lasă deschis tubul de legătură, până la egalarea concentraţiei gazului în eprubete (culoare identică). Închide tubul din cauciuc cu clema; pune prima eprubetă în paharul Berzelius care conţine apă fierbinte (fig. 4).

Pune cea de-a doua eprubetă într-un pahar Berzelius care conţine un amestec răcitor (NH_4NO_3 dizolvat în apă sau gheaţă).

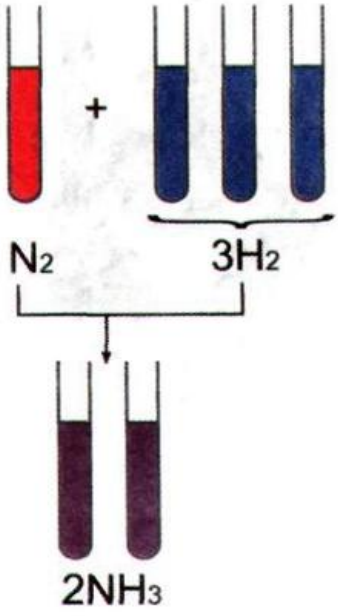


Fig. 5. Obţinerea amoniacului este o reacţie care decurge cu scădere de volum

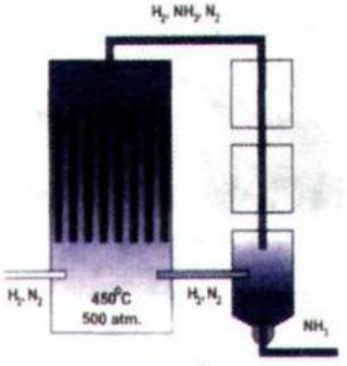


Fig. 6. O parte din instalaţia de obţinere a amoniacului

Scrie reacţiile chimice, notează observaţiile şi justifică.

Interpretarea observaţiilor:

Reacţia chimică:

$2NO_2(g) \underset{(2)}{\overset{(1)}{\leftrightarrows}} N_2O_4(g) + Q$ 1 – reacţie exotermă

roşu-brun incolor 2 – reacţie endotermă

Iniţial în cele două eprubete se găsesc atât monomerul (NO_2), cât şi dimerul (N_2O_4) în stare de echilibru. De aceea amestecul este portocaliu.

Gazul din eprubeta pusă în apă fierbinte se închide la culoare deoarece creşte concentraţia NO_2. Înseamnă că la creşterea temperaturii are loc deplasarea echilibrului în sensul formării NO_2, deci a sensului reacţiei endoterme (reacţia 2).

În cea de-a doua eprubetă, culoarea gazului se deschide. Aceasta deoarece se formează dimerul (N_2O_4). Astfel a fost favorizată reacţia exotermă (reacţia 1) la scăderea temperaturii exterioare.

Referitor la influenţa temperaturii asupra unui sistem aflat în echilibru se poate afirma:

Creşterea temperaturii determină deplasarea echilibrului în sensul reacţiei endoterme.

Scăderea temperaturii determină deplasarea echilibrului în sensul reacţiei exoterme.

• *Influenţa presiunii asupra unui sistem aflat în echilibru*

Presiunea influenţează numai sistemele gazoase aflate în echilibru şi care au loc cu variaţia numărului de moli de gaz. Pentru o reacţie chimică generală:

$$aA(g) + bB(g) \leftrightarrows cC(g) + dD(g);\ a + b \neq c + d.$$

Dacă notăm $\Delta n = (c + d) - (a + b)$, înseamnă că $\Delta n \neq 0$.

Presiunea unui gaz este dată de numărul de ciocniri ale particulelor cu pereţii vasului şi între ele. Ea este determinată de numărul particulelor, adică de numărul de moli de gaz. Creşterea numărului de moli de gaz determină creşterea presiunii, iar scăderea numărului de moli de gaz conduce la micşorarea presiunii. Toate acestea justifică influenţa factorului presiune asupra unui sistem gazos aflat în echilibru.

Creşterea presiunii favorizează reacţia care decurge cu micşorarea numărului de moli de gaz.

Scăderea presiunii favorizează reacţia care decurge cu creşterea numărului de moli de gaz.

Activitate independentă

Studiază influenţa presiunii asupra echilibrului reacţiei de sinteză a amoniacului NH_3.

$$N_2(g) + 3H_2(g) \overset{(1)}{\underset{(2)}{\rightleftarrows}} 2NH3(g)$$
1 mol gaz 3 moli gaz 2 moli gaz

Răspuns:

Reacţia (1) are loc cu scăderea numărului de moli de gaz (fig. 5); din 4 moli gaze reactante se obţin 2 moli de NH_3. Reacţia (2) are loc cu mărirea numărului de moli de gaz; astfel din 2 moli gaz se obţin 4 moli de H_2 şi, respectiv, N_2.

Conform principiului Le Châtelier prin creşterea presiunii, echilibrul se deplasează în sensul formării NH_3 (reacţia 1).

Dacă are loc scăderea presiunii, echilibrul se va deplasa în sensul creşterii numărului de moli de gaz, de la dreapta la stânga, în sensul descompunerii amoniacului (reacţia 2).

De aceea în practică, procesul industrial de obţinere a NH_3 are loc la o presiune foarte ridicată, până la 1000 atm (fig. 6).

Fig. 7. Folosirea îngrăşămintelor în agricultură

Principiul Le Châtelier oferă posibilitatea abordării teoretice a proceselor chimice în echilibru. Concluziile găsite la influenţa diverşilor factori asupra sistemelor aflate în echilibru sunt foarte importante din punct de vedere practic în modificarea şi stabilirea condiţiilor optime de desfăşurare a proceselor chimice industriale.

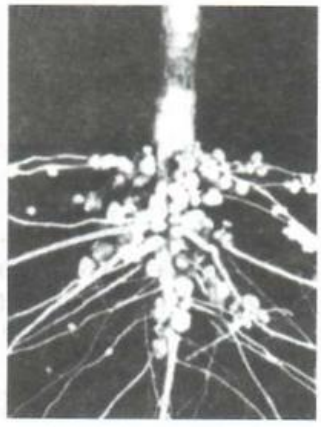


Fig. 8. Unele plante sintetizează amoniacul cu ajutorul unor bacterii fixate pe rădăcină

• *Exemple de probleme rezolvate – Principiul Le Châtelier*

1. Considerăm reacţia chimică:

$$A_2(l) + 3B(s) \rightleftarrows A_2B_3(s) - Q$$

Precizează sensul de desfăşurare a reacţiei dacă are loc:

a) creşterea concentraţiei în B;

b) scăderea temperaturii;

c) scăderea presiunii;

d) scăderea concentraţiei în A_2B_3.

Răspuns:

a) echilibrul se deplasează de la stânga la dreapta, deoarece în acest sens se consumă B;

b) scăderea temperaturii determină deplasarea echilibrului în sensul reacţiei exoterme, adică de la dreapta la stânga;

c) presiunea nu influenţează acest sistem aflat în echilibru, datorită absenţei substanţelor gazoase;

d) echilibrul se deplasează în sensul formării A_2B_3, adică de la stânga la dreapta

2. Care sunt condiţiile optime pentru ca reacţia,

$CH_4(g) + O_2(g) \rightleftarrows C(s) + 2H_2O(g) - Q$ *să decurgă cu randament maxim?*

Răspuns:

Condiţii optime sunt:

a) folosirea unuia din reactanţi în exces (de exemplu O_2);

b) eliminarea unuia din produşii de reacţii din sistem;

c) creşterea temperaturii;

d) presiunea nu influenţează acest sistem aflat în echilibru.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Alege varianta corectă care se aplică la reacţia:

$$NO_2(g) + CO(g) \leftrightarrows NO(g) + CO_2(g) - Q$$

a) scăderea concentraţiei CO_2 determină deplasarea echilibrului spre (dreapta/stânga);

b) creşterea presiunii (influenţează/nu influenţează) acest sistem aflat în echilibru;

c) oxidarea CO cu NO_2 este reacţie (endotermă/exotermă);

d) scăderea temperaturii determină (consumarea/formarea) NO_2;

e) creşterea concentraţiei în NO_2 determină deplasarea echilibrului spre (dreapta/stânga).

2. Stabileşte cum trebuie să varieze parametrii de lucru, astfel încât următoarea reacţie să aibă randament maxim.

$$4NH_3(g) + 5O_2(g) \leftrightarrows 4NO(g) + 6H_2O(g) + Q$$

3. Se consideră:

$$CO(g) + 3H_2(g) \leftrightarrows CH_4(g) + H_2O(g) - Q.$$

Justifică sensul de desfăşurare a reacţiei dacă:

a) scade temperatura;

b) creşte presiunea;

c) creşte concentraţia în H_2;

d) creşte volumul camerei de reacţie;

e) se îndepărtează H_2O din sistem;

f) scade concentraţia în CO.

4. Reacţia următoare este folosită în industrie la obţinerea acidului azotic (HNO_3):

$$2NO(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2NO_2(f) + Q$$

a) cum trebuie să varieze parametrii de lucru, astfel încât randamentul reacţiei să fie maxim?

b) calculează K_c a reacţiei directe, dacă 1l din amestecul final conţine, în procente de volum 27,77% NO, 29,62% O_2 şi 42,59% NO_2.

5. Reacţia CH_4 cu H_2O are loc la 600-800°C, în prezenţă de catalizator:

$$CH_4(g) + H_2O(g) \leftrightarrows CO(g) + 3H_2(g)$$

Cunoscând că la echilibru se găsesc în sistem 1 mol/l CH_4, 6 moli/l H_2O, 1 mol/l CO şi 3 moli/l H_2 află:

a) constanta de echilibru K_c;

b) compoziţia amestecului iniţial;

c) randamentul de transformare a CH_4.

6. În reacţia chimică

$$CO_2(g) + 4H_2(g) \leftrightarrows CH_4(g) + 2H_2O(g) - Q.$$

pentru transformarea unei cantităţi maxime de CO_2, trebuie ca:

a).....temperatura;

b).....presiunea;

c).....concentraţia în H_2;

d) .....volumul camerei de reacţie;

e) apa să fie ..... sistem.

Dacă vrei să ştii mai mult...

Diferite expresii ale legii acţiunii maselor

Expresia legii acţiunii maselor în funcţie de concentraţie elaborată de Guldberg şi Waage în anul 1867, pentru o reacţie generală de tipul:

$aA + bB \leftrightarrows cC + dD$, se scrie $K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$, K_c constanta de echilibru.

Concentraţia substanţelor din formula dată, sunt concentraţii de echilibru şi ele sunt determinate de concentraţiile iniţiale ale reactanţilor.

Pentru sistemele gazoase în care reacţiile decurg cu variaţia numărului de moli, există şi alte expresii ale legii acţiunii maselor.

Astfel pentru reacţia $aA(g) + bB(g) \leftrightarrows cC(g) + dD(g)$, în care $\Delta n \neq 0$, $\Delta n=(c + d) - (a + b)$, se poate scrie:

$$\boxed{K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}}$$, K_p – constanta în funcţie de presiunile parţiale

p_i – presiunea parţială a gazului i

Pentru găsirea relaţiei matematice dintre K_c şi K_p se folosesc legile gazelor ideale.

Din ecuaţia de stare a unui gaz se obţine: $p_iV = \nu_iRT \Rightarrow p_i = \frac{\nu_i}{V}RT \Rightarrow p_i = c_iRT$, c_i – concentraţia molară a substanţei i.

Înlocuind în expresia K_p, se obţine $K_p = \frac{([C]RT)^c \cdot ([D]RT)^d}{([A]RT)^a \cdot ([B]RT)^b}$; rezultă $\boxed{K_p = K_c(RT)^{\Delta n}}$

O altă expresie a legii acţiunii maselor scrisă pentru un sistem gazos este:

$$\boxed{K_x = \frac{x_C^c \cdot x_D^d}{x_A^a \cdot x_B^b}}$$, K_x – constanta de echilibru în funcţie de fracţiile molare;

x_i – fracţia molară a gazului i.

Deoarece $p_i = x_iP$, P – presiunea totală a sistemului, se poate scrie: $K_p = \frac{(x_CP)^c \cdot (x_DP)^d}{(x_AP)^a \cdot (x_BP)^b}$;

$\boxed{K_p = K_x \cdot P^{\Delta n}}$, P – presiunea totală

În cele trei tipuri de constante de echilibru există relaţia:

$$\boxed{K_x \cdot P^{\Delta n} = K_p = K_c(RT)^{\Delta n}}$$

SUMAR

■ Reacţiile chimice se clasifică, după sensul de desfăşurare, în reacţii ireversibile şi reacţii reversibile.

■ Starea de echilibru a unui sistem corespunde unei compoziţii constante a substanţelor chimice prezente, la o temperatură şi, respectiv, presiune internă invariabilă.

■ Proprietăţile unui sistem aflat în echilibru sunt dinamicitate, mobilitatea, stabilitatea şi compoziţia constantă.

■ Legea acţiunii maselor: raportul produsului concentraţiilor molare ale produşilor şi produsul concentraţiei molare ale reactanţilor este o constantă numită constantă de echilibru.

■ Principiul Le Châtelier: dacă asupra unui sistem aflat în echilibru se acţionează cu o constrângere, echilibrul se deplasează în sensul diminuării acţiunii acelei constrângeri.

■ Factorii care influenţează starea unui sistem aflat în echilibru sunt: concentraţia, temperatura, presiunea.

■ Prin creşterea concentraţiei unei substanţe, echilibrul se deplasează în sensul consumării acelei substanţe; prin scăderea concentraţiei unei substanţe, echilibrul se deplasează în sensul formării acelei substanţe.

■ Creşterea temperaturii determină deplasarea echilibrului în sensul reacţiei endoterme, iar scăderea temperaturii duce la deplasarea echilibrului în sensul procesului exoterm.

■ Dacă se acţionează cu creşterea presiunii, echilibrul se deplasează în sensul micşorării numărului de moli de gaze; la scăderea presiunii, echilibrul se deplasează în sensul creşterii numărului de moli de gaze.

Sugestii de proiecte

1. Desfăşurarea unei reacţii în laborator este una, iar folosirea ei într-un proces industrial profitabil este alta. Inginerii chimişti joacă un rol foarte important în acest domeniu, iar ştiinţa care se ocupă cu studiul aplicării în industrie a reacţiilor chimice se numeşte tehnologie chimică.

Găseşte o reacţie chimică cu aplicabilitate în industrie şi prezintă sub forma unui referat, care sunt operaţiile de pregătire, purificare şi transformare ale materiei prime în produs util, precum şi aparatele şi utilajele folosite în acest scop.

2. Folosirea îngrăşămintelor chimice este imperios necesară pentru dezvoltarea unei agriculturi intensive.

Consultă diverse materiale şi reviste de specialitate şi alcătuieşte un raport despre efectele folosirii abuzive a îngrăşămintelor, stimulatorilor, insecticidelor, pesticidelor etc., asupra plantelor şi oamenilor.

3. O substanţă mult folosită la obţinerea îngrăşămintelor chimice este azotatul de amoniu, obţinut din amoniac şi acid azotic.

Alcătuieşte un referat despre obţinerea amoniacului; alţi doi colegi de-ai tăi să întocmească referate despre obţinerea acidului azotic şi despre obţinerea azotatului de amoniu; prezentaţi-le colegilor voştri în clasă.

4. Într-un atelier fotografic există numeroşi compuşi chimici, iar reacţiile dintre aceştia au loc în soluţie apoasă, multe dintre ele fiind procese ireversibile.

Găseşte care sunt aceşti compuşi chimici, dar şi reacţiile care au loc între aceştia la producerea imaginii pe negativ, developarea negativelor, copierea imaginii pe fotografie şi fixarea acesteia.

TEST DE EVALUARE

1. Înscrie în spaţiul din stânga al numărului de ordine al reacţiilor din coloana A, literele care corespund caracteristicilor acestora din coloana B:

A	B
.....1. $H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2HI(g)$	a) reacţie ireversibilă
..... 2. $2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$	b) reacţie favorizată de creşterea presiunii
..... 3. $CH_4(g) \rightarrow C(s) + 2H_2(g)$	c) reacţie reversibilă care are loc cu mărire de volum
.....4. $FeS(s) + 2HCl(aq) \rightarrow FeCl_2(aq) + H_2S(g)$	d) proces care are loc fără variaţia numărului de moli;
	e) reacţie endotermă.....2p.

2. Justifică sensul de desfăşurare al următoarei reacţii aflată în echilibru:

$2H_2S(g) + 3H_2(g) \leftrightarrows 2SO_2(g) + 2H_2O(g) + Q$, dacă:

a) creşte temperatura;
b) creşte presiunea;
c) creşte concentraţia în aer;
d) se măreşte volumul camerei de reacţie;
e) este condensată apa ..... 3p.

3. În reacţia $CO(g) + Cl_2(g) \leftrightarrows COCl_2(g) + Q$, se obţin la echilibru 2 moli/l de $COCl_2$, 0,8 moli/l de Cl_2 şi 1,8 moli/l de CO. Află:

a) constanta de echilibru K_c;
b) raportul molar iniţial al reactanţilor;
c) cum trebuie variaţi parametrii de lucru pentru atingerea unui randament maxim al sintezei fosgenului ($COCl_2$) .....4p.

Notă: *Se acordă 1 punct din oficiu.*
Timp de lucru – 50 minute.

În natură substanţele chimice suferă transformări. Substanţele reactante se transformă în cursul reacţiilor chimice în altele cu proprietăţi net diferite de cele iniţiale numite produşi de reacţie (fig. 1).

Transformarea reactanţilor în produşi de reacţie poate avea loc şi prin transfer de particule, iar reacţiile protolitice şi cele de tip redox sunt un exemplu în acest sens.

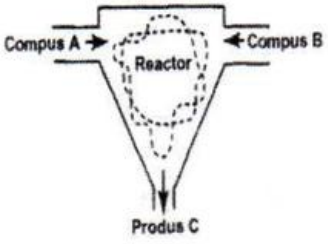


Fig. 1. Schema generală a unei reacţii chimice

6.1. REACŢII PROTOLITICE (ECHILIBRE ACIDO-BAZICE)

Reacţiile protolitice sunt reacţiile care au loc cu transfer de protoni între particulele reactante.

În reacţiile protolitice, protonul este de fapt ionul H^+ (fig. 2). Acest ion conţine doar nucleul atomului de hidrogen şi are o sarcină foarte mare comparativ cu masa sa, deci o stabilitate foarte redusă. De aceea protonul (H^+) se fixează coordinativ de perechea de electroni neparticipanţi ai atomului de oxigen, dintr-o moleculă de H_2O, formând ionul H_3O^+ (hidroniu).

Cei doi ioni H^+ şi H_3O^+ au o comportare chimică asemănătoare, diferenţiindu-se doar prin masă şi stabilitate.

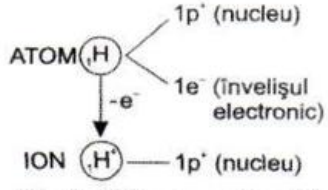


Fig. 2. Obţinerea protonului (H^+) din atomul de $_1H$

6.1.1. ACIZII ŞI BAZELE ÎN SOLUŢIE APOASĂ

• *Definiţia acizilor şi a bazelor*

Acizii şi bazele sunt substanţe compuse folosite din cele mai vechi timpuri, identificate mai ales după proprietăţile lor generale (tab. 1).

Tip substanţă	Proprietăţi generale	Exemple
Acizii	- au gust acru, sunt caustici (adică ard); - înroşesc turnesolul, respectiv metiloranjul; - au în compoziţie hidrogen pe care-l pun în libertate în reacţie cu metalele; - reacţionează cu bazele formând săruri şi apă. - conduc curentul electric în soluţie.	H_2SO_4 – acid sulfuric (vitriol) HCl – acid clorhidric (acid muratic) CH3COOH – acid acetic (oţet) H_3PO_4 – acid fosforic
Bazele	- au gust leşios şi sunt caustice; - albăstresc turnesolul şi înroşesc fenolftaleina; - dau reacţii de neutralizare cu acizii; - conţin atât hidrogen, cât şi oxigen; - conduc curentul electric în soluţie.	NaOH – hidroxid de Na (sodă caustică) $Ca(OH)_2$ – hidroxid de Ca (apă de var) $Al(OH)_3$ – hidroxid de aluminiu

Tab. 1 – Proprietăţi generale ale acizilor şi bazelor

Fig. 3. Structura ionului H_3O^+

* Svante Arrhenius a elaborat la sfârşitul secolului al XIX-lea *teoria disociaţiei electrolitice.* Unele substanţe pot conduce curentul electric în soluţie apoasă şi se numesc *electroliţi,* alte substanţe chimice nu au această proprietate şi se numesc *neelectroliţi* (tab. 2).

Conductibilitatea în cazul soluţiilor de electroliţi este determinată de prezenţa ionilor mobili.

Acizii şi bazele conduc curentul electric deoarece ionizează în soluţie apoasă. Astfel:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-;$$

$$NaOH \rightarrow Na^+ + HO^-$$

Activitate experimentală – Studiul conductibilităţii unor substanţe

• Materiale necesare: pahare Berzelius (1), electrozi din grafit (2), o sursă de curent (4) (de exemplu o baterie de 4,5 V), un bec de lanternă (3), fire metalice conductoare; apă distilată, soluţie de HCl, soluţie de NaOH.

• Mod de lucru:

1. alcătuieşte instalaţia din fig. 4.;
2. pune în paharul Berzelius apă distilată şi închide circuitul electric;
3. procedează în acelaşi mod şi cu soluţia de HCl, iar în final cu soluţia de NaOH;
4. notează şi explică pe caiet observaţiile.

Interpretarea observaţiilor:

– Apa distilată nu conduce curentul electric şi, de aceea becul nu se aprinde;

– Soluţia de HCl conţine ioni capabili să conducă curentul electric; becul se aprinde la închiderea circuitului;

– Cu aceeaşi intensitate se aprinde becul şi la trecerea curentului prin soluţia de NaOH; acesta conţine ioni mobili de Na^+ şi HO^- capabili să conducă curentul electric.

Conform teoriei disociaţiei electrolitice acizii şi bazele sunt definite astfel:

Acizii sunt substanţe care pun în libertate protoni (H^+), în soluţie apoasă.

Bazele sunt substanţe care pun în libertate ioni HO^-, în soluţie apoasă.

Chimistul danez J. N. Brönsted a arătat că există substanţe cu caracter acid sau bazic şi în stare solidă (în absenţa apei). De aceea era necesară o altă teorie cu ajutorul căreia să poată fi definită aciditatea sau bazicitatea unei substanţe.

Conform *teoriei protolitice* elaborate de Brönsted aceste substanţe au fost definite astfel:

Acizii sunt substanţe care cedează unul sau mai mulţi protoni (H^+).

Bazele sunt substanţe care acceptă unul sau mai mulţi protoni (H^+).

În cursul unei reacţii protolitice acidul cedează H^+, pe care îi acceptă baza (fig. 5). De exemplu reacţiile care au loc între soluţia de HCl şi soluţia de NH_3 sunt:

a. $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$ (acid: HCl, bază: H_2O, H^+)

b. $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + HO^-$ (acid: H_2O, bază: NH_3, H^+)

c. $HCl + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$ (acid: HCl, bază: NH_3, H^+)

Svante August Arrhenius (1858-1927)

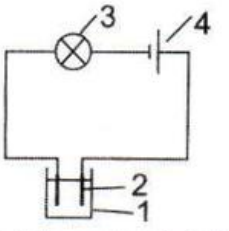


Fig. 4. Schema instalaţiei de verificare a conductibilităţii substanţelor

Johannes Nicolaus Brönsted (1879-1947)

Tip de substanţă	Exemple
1. Electroliţi	NaCl, $CuSO_4$ etc. NaOH, NH_3 etc. HCl, H_2S etc.
2. Neelectroliţi	A. Apă distilată B. Alcool C. Zahăr D. Benzină etc.

Tab. 2 – exemple de electroliţi şi neelectroliţi

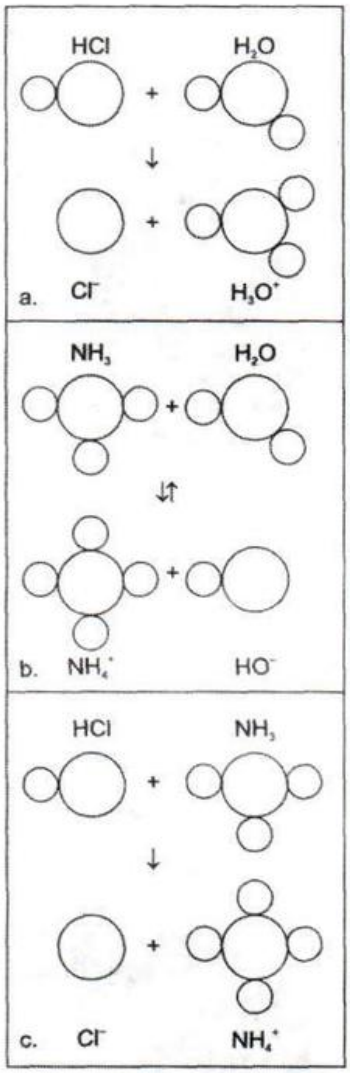


Fig. 5. Reacţia dintre soluţia de acid clorhidric şi soluţia de amoniac

Fig. 6. Verificarea conductibilităţii soluţiei de acid acetic

• *Clasificarea acizilor şi bazelor*

Conform teoriei protolitice acizii şi bazele îşi transferă protoni între ei, dar şi cu moleculele de apă. Se obţin astfel ioni capabili să conducă curentul electric. Însă nu toate substanţele ionizează la fel de uşor.

Un acid tare sau o bază tare ionizează complet în soluţie apoasă (proces ireversibil):

Exemple: $HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+$; $KOH \rightarrow K^+ + HO^-$.

Soluţia obţinută conţine în final numai ionii corespunzători substanţelor.

Un acid slab sau o bază slabă ionizează parţial în soluţie apoasă (proces reversibil).

Exemple: $HCN + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + CN^-$; $NH_3 + H_2O \leftrightarrows NH_4^+ + HO^-$.

Sistemul conţine în final atât ioni, cât şi molecule neionizate.

În soluţia acidă obţinută cu cât concentraţia în ioni H_3O^+ este mai mare, cu atât acidul este mai tare, respectiv dacă concentraţia în ioni HO^- este mare, baza corespunzătoare este tare.

Activitate experimentală – Punerea în evidenţă a tăriei unui acid

• Materiale necesare: soluţie de HNO_3, soluţie CH_3COOH, metiloranj, instalaţia de verificare a conductibilităţii, acetat de sodiu solid (CH_3COONa), sursă de încălzire.

• Mod de lucru:

1. Pune într-o eprubetă 2 ml soluţie HNO_3, iar în alta acelaşi volum de soluţie de acid acetic (CH_3COOH). Adaugă în fiecare câte o picătură de metiloranj. Observă culoarea indicatorului şi trage concluzii.

2. Foloseşte instalaţia de testare a conductibilităţii mai întâi pentru soluţia de HNO_3 şi apoi pentru soluţia de CH_3COOH.

Observă intensitatea luminii becului şi trage concluzii.

3. Pune soluţie de HNO_3 peste CH_3COONa solid şi încălzeşte în flacăra becului de gaz. Scrie observaţiile şi ecuaţia reacţiei chimice.

Interpretarea observaţiilor:

1. După adăugarea indicatorului, culoarea roşie a soluţiei de HNO_3 este mai intensă decât culoarea metiloranjului în soluţie de CH_3COOH. Înseamnă că HNO_3 este mai tare decât CH_3COOH.

2. Conductibilitatea soluţiei este cu atât mai mare cu cât concentraţia ionilor în soluţie este mai mare. Becul este mult mai luminos, când se probează soluţia de HNO_3 (fig. 7), decât atunci când este probată conductibilitatea soluţiei CH_3COOH (fig. 6).

Soluţia de HNO_3 conţine mult mai mulţi ioni capabili să conducă curentul electric.

3. Se simte mirosul de oţet, ceea ce demonstrează că a avut loc reacţia:

$$HNO_3 + CH_3COONa \rightarrow CH_3COOH + NaNO_3.$$

Rezultă că un acid tare dezlocuieşte un acid slab din sarea sa.

Reacţiile de ionizare care au loc:

$$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^- \text{ sau } HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$$

$CH_3COOH + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + CH_3COO^-$ sau

$CH_3COOH \leftrightarrows CH_3COO^- + H^+$.

Deoarece ultimul proces este reversibil se poate scrie o constantă de echilibru K_c:

$$K_c = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH][H_2O]}$$

Concentraţia apei este constantă, apa fiind în cantitate foarte mare:

$$K_c \cdot H_2O = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \text{ sau } K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]},$$

unde K_a reprezintă constanta de aciditate, iar $[H_3O^+]$, $[CH_3COO^-]$, $[CH_3COOH]$ – concentraţiile substanţelor la echilibru.

Constantele de aciditate sunt valori caracteristice fiecărui acid slab şi sunt tabelate (tab. 3). Cu cât valoarea K_a este mai mică, cu atât acidul este mai slab.

Acizii pot conţine doi sau mai mulţi atomi de hidrogen, pe care îi pot ceda bazelor sub formă de ioni H^+; ei se numesc acizi di- sau polibazici.

În acelaşi mod bazele care pot accepta doi sau mai mulţi ioni H^+ se numesc baze di- sau poliacide.

Activitate independentă

Scrie procesele care au loc la ionizarea H_2SO_4. Trage concluzii asupra tăriei speciilor chimice obţinute.

Răspuns:

$H_2SO_4 + H_2O \rightarrow HSO_4^- + H_3O^+$ K_{a1}

ion sulfat acid

$HSO_4^- + H_2O \leftrightarrows H_3O^+ + SO_4^{2-}$ K_{a2}

Tăria acidului variază astfel:

$H_2SO_4 > HSO_4^-$, iar $K_{a1} > K_{a2}$

Acizii di- sau polibazici şi, respectiv, bazele di- sau poliacide ionizează în trepte. Speciile chimice rezultate au o tărie din ce în ce mai mică.

Acizii şi bazele pot fi clasificate după numărul protonilor transferaţi, tărie şi sarcină (tab. 4).

Fig. 7. Verificarea conductibilităţii soluţiei de acid azotic

$$HA \rightleftarrows H^+ + A^-$$

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [A]}{HA}$$

Forma generală a constantei de aciditate

Acidul	K_a
HF	$6,7 \cdot 10^{-4}$
HNO_2	$4,5 \cdot 10^{-4}$
HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$
HSO_4^-	$2 \cdot 10^{-2}$
H_2S	$6,3 \cdot 10^{-8}$
HS^-	$1,3 \cdot 10^{-12}$
H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$
HCO_3^-	$5,7 \cdot 10^{-11}$

Tab. 3. Constante de aciditate ale unor acizi

Substanţa	Numărul H^+ transferaţi	Tărie	Sarcina electrică
ACIZI	1. Monobazici: HCl, HNO_3, CH_3COOH, HNO_2 etc.	1. Tari: HI, HCl, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$, NH_4^+ etc.	1. Neutri: HCl, HF etc.
			2. Anionici: $H_2SO_4^-$, HS^- etc.
	2. Di- sau polibazici: H_2SO_4, H_3PO_4, H_2CO_3, H_2S etc.	2. Slabi: H_2S, H_2CO_3, H_2SO_3, CH_3COOH etc.	3. Cationici: H_3O^+, NH_4^+ etc.
BAZE	1. Monoacide: NH_3, NaOH, KOH etc.	1. Tari: KOH, $Ca(OH)_2$, NaOH, HO^- etc.	1. Neutri: NH_4OH, $Mg(OH)_2$ etc.
			2. Anionice: SO_4^{2-}, HCO_3^- etc.
	2. Di- sau poliacide: $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Pb(OH)_2$ etc.	2. Slabe: NH_3, $Fe(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$ etc.	3. Cationice: $Mg(OH)^+$ etc.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Alege cuvântul din paranteză, astfel încât afirmaţia să fie corectă:
a. bazele au gust (acru/leşios);
b. acizii şi bazele sunt (electroliţi/neelectroliţi);
c. ionul H_3O^+ şi ionul H^+ au comportare chimică (identică/diferită);
d. baza tare ionizează (parţial/complet) în soluţie apoasă;
e. (nu există/există) baze cu sarcină negativă (anioni).

2. Grupează în acizi şi, respectiv, baze următoarele specii chimice:
H_2SO_3, NaCl, H_2O, S^{2-}, $H_2PO_4^-$, Al^{3+}, $Zn(OH)^+$, NH_3, H_3O^+, CH_4, HClO, $Sn(OH)_4$.

3. Scrie etapele ionizării H_3PO_4 în apă. Cum se numesc şi ce caracter au speciile chimice obţinute?

4. Acizii sau bazele tari dezlocuie din compuşii lor acizii sau bazele slabe. Scrie şi justifică produşii de reacţie acolo unde reacţiile chimice de mai jos sunt posibile:

$CaSO_3 + HNO_3 \rightarrow$ $\quad$ $ZnSO_4 + H_2S \rightarrow$

$LiOH + MnCl_2 \rightarrow$ $\quad$ $NH_4Cl + KOH \rightarrow$

$Fe(OH)_3 + NaCl \rightarrow$ $\quad$ $NH_4OH + AlCl_3 \rightarrow$

$AgNO_3 + HCl \rightarrow$ $\quad$ $Na_3CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow$

5. În 2 l H_2O se dizolvă 10 l de HCl (c.n.). Află concentraţia molară a ionilor Cl^- în soluţia finală.

6. Într-o soluţie de amoniac se găsesc $5 \cdot 10^{-2}$ mol/l NH_4^+. Dacă procentul de ionizare a amoniacului este 20%, află numărul de moli de NH_3 necesar obţinerii a 400 ml soluţie de mai sus.

7. Câte molecule de HCl se găsesc ionizate în:
a. 400 g soluţie 90%; $\quad$ b. 250 cm^3 soluţie 0,2 M.

8. Ce volum de HCl se dizolvă în apă astfel încât să se obţină 600 cm^3 de concentraţie 12,16% (ρ =1 g/cm^3)?

9. Află compoziţia procentuală a soluţiei obţinute în urma reacţiei a 240 cm^3 soluţie NaOH 20% (ρ = 1,2 g/cm^3) cu 1600 cm^3 soluţie HCl 0,4 M (ρ = 1,12 g/cm^3).

10. Un amestec de MgO şi Fe_2O_3, în raport molar de 1:3, reacţionează cu 2 l soluţie HCl 0,9 M. Află:
a. masa amestecului de oxizi; $\quad$ b. compoziţia procentuală a amestecului de săruri obţinut.

11. Un amestec de NaOH şi KOH în raport molar 1:2 cântăreşte 15,2 g. Află volumul soluţiei de H_2SO_4 1M necesar neutralizării amestecului.

6.1.2. NOŢIUNEA DE PH

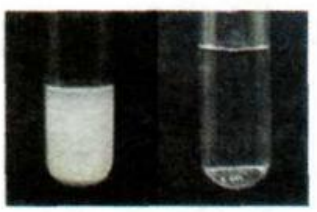


Fig. 8. Caracterul amfoter al hidroxidului de aluminiu

• ***Amfoliţi acido-bazici***

Molecula de apă cedează un proton unei molecule de bază, dar poate să şi accepte un proton de la o moleculă de acid, ca în reacţiile următoare:

$HI + H_2O \rightarrow H_3O^+ + I^-$ $\quad$ $HS^- + H_2O \rightarrow H_2S + HO^-$

acid bază $\quad$ bază acid

Substanţele care în mediu acid se comportă ca baze, iar în mediul bazic se comportă ca acizi se numesc amfoliţi sau substanţe amfotere.

Exemple: $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Pb(OH)_2$, HSO_4^-, HCO_3^-, $H_2PO_4^-$ etc.

Activitate experimentală – Demonstrarea caracterului amfoter al $Al(OH)_3$

• Materiale necesare: soluţie $Al(NO_3)_3$, soluţie NaOH, soluţie HCl, eprubete;

• Mod de lucru:

1. Prepară $Al(OH)_3$ din 1 ml soluţie $Al(NO_3)_3$ şi 1 ml soluţie NaOH;
2. Împarte amestecul obţinut în două eprubete;
3. Pune soluţie de HCl în prima eprubetă;
4. În a doua eprubetă pune soluţie de NaOH (fig. 8).

Notează observaţiile şi scrie ecuaţiile chimice.

Interpretarea observaţiilor:

Hidroxidul de aluminiu obţinut din $Al(NO_3)_3$ şi NaOH este un precipitat alb-gelatinos:

$$Al(NO_3)_3 + 3NaOH \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow + 3NaNO_3$$

Acesta este „dizolvat" atât de soluţia de HCl, cât şi de soluţia de NaOH, deoarece au loc reacţiile:

$$Al(OH)_3 + HCl \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$$
$$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4]$$

$Al(OH)_3$ în reacţia cu HCl, se comportă ca bază, iar în reacţia cu NaOH se comportă ca un acid. Rezultă că $Al(OH)_3$ are caracter amfoter.

• * Produsul ionic al apei

Conform celor menţionate anterior, înseamnă că două molecule de apă îşi pot transfera una alteia un proton (H^+):

$$H_2O + H_2O \rightleftarrows HO^- + H_3O^+$$
(H^+ transferat)

Însă moleculele de apă ionizează foarte puţin, numărul speciilor ionice existente în apă este foarte mic, echilibrul reacţiei este foarte mult deplasat spre stânga.

La 25°C produsul concentraţiilor ionilor din apă este o constantă.

$$[H_3O^+] \cdot [HO^-] = 10^{-14} (mol/l)^2$$

Această valoare constantă se numeşte *produsul ionic al apei* şi se notează cu K_w

$K_w = [H_3O^+] \cdot [HO^-]$; $K_w = 10^{-14}$ $(mol/l)^2$.

Valoarea concentraţiilor ionilor H_3O^+ şi, respectiv, ionilor HO^- determină caracterul chimic al unei soluţii (fig. 9). Astfel soluţiile se clasifică în:

a. *soluţii neutre,* în care $[H_3O^+] = [HO^-] = 10^{-7}$ mol/l

b. *soluţii acide* care au $[H_3O^+] > 10^{-7}$ mol/l $> [HO^-]$ (exces de ioni H_3O^+);

c. *soluţiile bazice* care au $[HO^-] > 10^{-7} > [H_3O^+]$ (exces de ioni HO^-);

Activitate independentă

Ce tip de soluţie este aceea în care:

a) $[H_3O^+] = 10^{-10}$ mol/l b) $[HO^-] = 10^{-12}$ mol/l

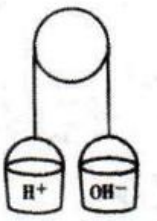
Răspuns:

a) $[H_3O^+] = 10^{-10}$ mol/l $\Rightarrow [HO^-] = \dfrac{10^{-14}(mol/l)^2}{10^{-10} mol/l} \Rightarrow [HO^-] = 10^{-4}$ mol/l

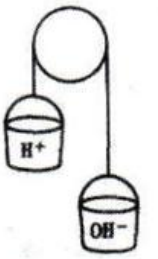
$[HO^-] > 10^{-7} \Rightarrow$ mediu bazic.

b) $[HO^-] = 10^{-12}$ mol/l $< 10^{-7} \Rightarrow$ mediu acid.

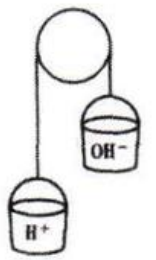
Identificarea tipului de mediu după valorile concentraţiilor ionilor H_3O^+ şi, respectiv, HO^- este oarecum greoaie. Din această cauză, în practică, natura acido-bazică a unei soluţii se determină prin valorea pH-ului.



(a) apă distilată
$[H^+] = [OH^-]$



b) soluţie bazică
$[H^+] < [OH^-]$



(c) soluţie acidă
$[H^+] > [OH^-]$

Fig. 9. Relaţia dintre $[H^+]$ şi $[HO^-]$ în soluţii apoase

Fig. 10. Hârtie de pH

Fig. 11. pH-metru

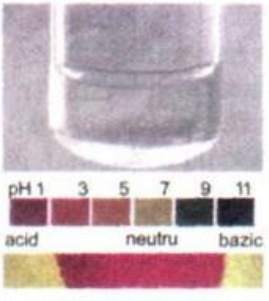


Fig. 12. Acţiunea soluţiei de HCl asupra hârtiei de pH

Soluţii de substanţe	pH
Acid clorhidric	1
Oţet	2,5
Suc de lămâie	2,1
Lapte	6,5
Albuş de ou	7,8
Şampon	6,7
Hidroxid de magneziu	10,3

Tab. 5 – Valorile pH-ului unor soluţii de substanţe

• *Noţiunea de pH*

pH-ul este puterea cu semn schimbat a numărului 10, corespunzătoare valorii concentraţiei ionilor hidroniu.

pOH-ul este mărimea determinată de valoarea concentraţiei ionilor $[HO^-]$.

Între cele două mărimi este relaţia:

$$pH + pOH = 14$$

pH-ul ca şi pOH-ul au valori cuprinse între 0 şi 14.

Mărimea valorii pH-ului indică caracterul chimic al unei soluţii.

$[H_3O^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Natura mediului	MEDIU ACID							NEUTRU				MEDIU BAZIC			
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0
	creşte aciditatea											creşte bazicitatea			

Activitate independentă

Calculează pH-ul şi pOH-ul soluţiilor:
a. HCl 10^{-2} M; b. LiOH 10^{-3} M.

Răspuns:

Acidul clorhidric este acid tare, iar hidroxidul de litiu este bază tare, cele două specii chimice ionizează complet.

a. $[HCl] = 10^{-2}$ M $\Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2}$ M $\Rightarrow$ pH = 2, iar pOH = 12, mediu acid;
b. $[LiOH] = 10^{-3}$ M $\Rightarrow [HO^-] = 10^{-3}$ M $\Rightarrow$ pOH=3, iar pH = 11, mediu bazic

Determinarea pH-ului se face fie cu ajutorul hârtiei indicatoare de pH (fig. 10), fie cu ajutorul pH-metrului (fig. 11).

Activitate experimentală – Determinarea pH-ului unor soluţii de substanţe folosite în practică

• Materiale necesare: apă distilată, soluţie de CH_3COOH (oţet), soluţie de sodă caustică, soluţie de zeamă de lămâie, soluţie de sare de bucătărie, soluţii de apă de var; apă de la robinet; soluţie de săpun; soluţie de detergent; soluţie de şampon; soluţie de pastă de dinţi; lapte; soluţie de alcool; apă minerală; coca-cola; hârtie indicatoare de pH; baghetă din sticlă.

Observaţie: Soluţiile de analizat să fie limpezi.

• Mod de lucru: Cu ajutorul baghetei ia o picătură de soluţie şi pune-o pe hârtia indicatoare. Notează pH-ul şi stabileşte natura mediului.

Atenţie! După fiecare determinare, spală bine bagheta şi clăteşte-o cu apă distilată.

Interpretarea observaţiilor:

– Apa distilată are pH-ul egal cu 7;
– Soluţiile acide au pH<7;
– Soluţiile bazice au pH>7.

Valoarea pH-ului este un indicator în evaluarea calităţii produselor folosite în practică (detergenţi, săpunuri, cosmetice etc.). De asemenea

această mărime trebuie controlată şi menţinută constantă în mediile de lucru ale proceselor industriale de obţinere ale unor substanţe (alimente, băuturi, medicamente etc.). Valoarea lui poate influenţa nu numai calitatea dar şi cantitatea produselor obţinute.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Încercuieşte variantele corecte corespunzătoare afirmaţiilor:
a) substanţa amfoteră are caracter neutru;
b) autoionizarea apei are loc într-o proporţie foarte mică;
c) pH-ul creşte odată cu creşterea concentraţiei ionilor H_3O^+;
d) soluţia unei substanţe este cu atât mai acidă, cu cât valoarea pH-ului acesteia este mai mare;
e) bazicitatea creşte odată cu scăderea valorii pOH-ului.

2. Calculează pH-ul, pOH-ul şi determină natura soluţiilor în care:
a) $[H_3O^+] = 10^{-12}$ mol/l;
b) $[HO^-] = 10^{-5}$ mol/l;
c) $[H_3O^+] = 10^{-2}$ mol/l;
d. $[H_3O^+] = 10^{-7}$ mol/l;
e. $[HO^-] = 10^{-11}$ mol/l;
f. $[HO^-] = 10^{-4}$ mol/l

3. Determină concentraţiile ionilor H_3O^+ şi, respectiv, HO^- în soluţiile în care:
a) pH = 7;
b) pOH = 3;
c) pH = 6;
d) pOH = 12.

4. Între ce valori variază pH-ul următoarelor soluţii, ştiind că:
a) prin adăugarea fenolftaleinei soluţia este incoloră;
b) o picătură de turnesol adăugată albăstreşte soluţia;
c) soluţia devine roşu-intens prin adăugarea în picătură a metiloranjului.

5. Află pH-ul şi pOH-ul unei soluţii de:
a) HCl, 3% şi $\rho = 1{,}15$ g/cm^3;
b) NaOH 0,0392% şi $\rho = 1{,}02$ g/cm^3.

6. Peste 400 ml soluţie HNO_3 $2{,}5 \cdot 10^{-2}$ M s-au adăugat 600 ml H_2O. Află pH-ul soluţiei finale.

7. Se amestecă 1 volum de soluţie de KOH $3 \cdot 10^{-4}$ M cu 9,7 volume de soluţie KOH 10^{-3} M. Află pH-ul şi pOH-ul soluţiei finale.

8. Ce volum de soluţie de $Ca(OH)_2$ 0,2 M reacţionează cu 500 ml soluţie HCl 0,3 M, astfel încât pH-ul soluţiei rezultate să fie 7?

9. Câte grame de LiOH se dizolvă în apă, astfel încât să rezulte 1,7 L soluţie cu pH=12?

10. Ce pH are soluţia obţinută prin dizolvarea a 0,224 l HCl în 100 ml apă? (Se consideră că nu au loc variaţii de volum).

Dacă vrei să ştii mai mult...

Importanţa practică a valorii pH-ului

Determinarea practică a valorii pH-ului are o deosebită importanţă în medicină, industrie, agricultură etc.

1. În organismele animale, procesele fiziologice au loc la un anumit pH. Astfel, diferitele enzime (biocatalizatorii) care se găsesc în fiinţele vii acţionează fiecare la un pH caracteristic, unele în mediu acid altele în mediu bazic. Sângele şi lichidele biologice care comunică cu acesta, au un pH constant în toate organele care le conţin.

La om sângele este slab bazic; el are un pH în jurul valorii de 7,4. Dacă pH-ul sângelui este mai mic decât 7 se ajunge la starea de comă, iar dacă este mai mare decât 7,8 apar contracţii involuntare ale muşchilor (tetanie).

Rinichiul este un organ care determină reglarea valorii pH-ului sângelui prin eliminarea excesului de aciditate sau de bazicitate. Urina are valori ale pH-ului cuprinse între 4,5 şi 8, în funcţie de alimentaţie. Dacă în alimente abundă carnea, pH-ul urinar este acid, iar dacă alimentele de bază sunt legumele şi fructele, atunci pH-ul are valori bazice.

Sucul gastric are pH-ul puternic acid, apropiat de valoarea 1,5 iar sucul intestinal are pH=8, slab bazic

Hiperaciditatea este o boală a stomacului, concretizată în creşterea excesivă a cantităţii de acid clorhidric din stomac. Această tulburare cunoscută sub numele de gastrită sau ulcer duodenal se remediază printr-un regim alimentar adecvat, tratament medicamentos etc.

Unele boli de stomac duc la scăderea cantităţii de acid clorhidric din stomac (hipoaciditate).

Una din condiţiile pentru depistarea bolillor în practica medicală este determinarea valorii exacte a pH-ului din lichidele biologice.

2. În industria chimică este primordială cunoaşterea valorii pH-ului pentru ca randamentele reacţiilor chimice să fie maxime.

Astfel obţinerea medicamentelor, a coloranţilor, a produselor cosmetice, a esenţelor alimentare şi nu numai acestea sunt condiţionate de menţinerea pH-ului mediului de reacţie la o valoare constantă.

Soluţiile tampon sunt soluţii de substanţe care consumă excesele de acid sau de bază (adăugate din greşeală) şi menţin pH-ul într-un interval foarte mic, astfel încât variaţiile respective să nu afecteze obţinerea produsului de reacţie dorit.

3. În agricultură fertilitatea solului depinde în mare măsură de valoarea pH-ului. De exemplu, grâul creşte mai bine pe un sol cu pH-ul cuprins între 5 şi 7, cartofii se dezvoltă pe un sol cu valori ale pH-ului între 5 şi 5,7 etc.

Cunoscând valoarea pH-ului solului corespunzător fiecărei culturi, specialiştii pot alege solul care să dea cele mai mari producţii.

Plantele se dezvoltă pe soluri cu pH cât mai apropiat de valoarea 7. Dacă pH-ul unui sol este acid, el se poate îmbunătăţii adăugând var (CaO), iar dacă pH este prea bazic se poate adăuga humus.

SUMAR

■ Acizii sunt substanţe care pun în libertate ionii H+ (protoni), iar bazele sunt substanţe care acceptă ioni H^+ (protoni).

■ Acizii şi bazele sunt electroliţi (conduc curentul electric în soluţie sau topitură).

■ Clasificarea acizilor şi bazelor se face după numărul protonilor transferaţi, tărie şi, respectiv, sarcină.

■ Acidul tare, respectiv baza tare, ionizează complet în soluţie apoasă.

■ Acidul slab, respectiv baza slabă, ionizează parţial în soluţie apoasă.

■ K_a este o măsură a tăriei unui acid.

■ Substanţele care în mediul acid se comportă ca baze, iar în mediul bazic se comportă ca acizi se numesc amfoliţi (substanţe amfotere).

■ Produsul ionic al apei ($K_w = 10^{-14}$ $(mol/l)^2$ reprezintă produsul concentraţiilor molare ale ionilor $[H_3O^+]$ şi, respectiv, $[HO^-]$.

■ pH-ul este o măsură a concentraţiei ionilor de H_3O^+.

■ pOH-ul este o măsură a concentraţiei ionilor de HO^-.

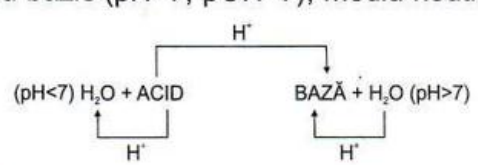
■ Valoarea pH-ului indică natura acido-bazică a unui mediu.

■ pH + pOH = 14.

■ Soluţiile de substanţe se clasifică astfel:

mediu acid (pH<7; pOH>7); mediu bazic (pH>7; pOH<7); mediu neutru (pH = pOH = 7).

■ În concluzie se poate scrie:



SUGESTII DE PROIECTE

1. Găseşte cât mai multe informaţii despre indicatorii folosiţi la ora actuală pentru determinarea naturii acido-bazice a substanţelor chimice. Alcătuieşte un material despre acţiunea indicatorilor pe care să-l prezinţi colegilor tăi, însoţit de demonstraţii practice dacă este posibil.

2. Operaţia de titrare foloseşte o instalaţie adecvată, iar procesul de bază poate fi reacţia de neutralizare (reacţie dintre un acid şi o bază). Cu ajutorul profesorului, alcătuieşte o instalaţie de titrare, arată colegilor cum decurge o operaţie de titrare, subliniind în ce scop este realizată aceasta în practică.

3. Unul din acizi cu o importanţă deosebită este acidul sulfuric. Alcătuieşte un material privind obţinerea, proprietăţile, dar mai ales utilizările acidului sulfuric.

4. Cea mai utilizată bază în industrie este hidroxidul de sodiu.

Cum se obţine, ce caracteristici fizice şi chimice prezintă, dar mai ales utilizările acestei substanţe, sunt întrebări la care poţi răspunde sub forma unui referat folosind acest manual sau alte materiale de specialitate.

5. Organizaţi o oră în laboratorul de chimie, în care să aveţi ca obiectiv determinarea pH-ului unor substanţe sau materiale folosite de noi în viaţa cotidiană. Alcătuiţi 6-8 echipe, fiecare să determine pH-ul altor substanţe. Scrieţi rezultatele pe tablă şi comentaţi-le cu ajutorul profesorului.

TEST DE EVALUARE

Înscrie în spaţiul din stânga al cifrelor substanţelor din coloana A, literele corespunzătoare proprietăţilor acestora din coloana B; o literă poate fi folosită o dată sau de mai multe ori.

A	B
..... 1. $Zn(OH)_2$	a) ionizează total în soluţie apoasă;
..... 2. HSO_4^-	b) are $K_a < 1$;
..... 3. KOH	c) ionizează în trepte;
..... 4. NH_4^+	d) este un amfolit acido-bazic;
..... 5. HI	e) soluţia obţinută are pH-ul mai mic, dar foarte apropiat de 7;
..... 6. H_2CO_3	f) este un acid cationic;
	g) se poate obţine prin reacţia NaOH cu o sare .....3p.

2. Ce pH are o soluţie de KOH 0,001M? .....0,5p.
3. Ce concentraţie molară are ionul H_3O^+ într-o soluţie a cărei valoare a pH-ului este 4? .....0,5p.
4. Ce caracter chimic au soluţiile în care:
a) $[HO^-] = 10^{-8}$ mol/L;
b) pH = 10 .....1p.
5. Demonstrează caracterul amfoter al $Zn(OH)_2$ ..... 1p.
6. Află volumul soluţiei de HCl cu pH = 2 necesar reacţiei totale cu 30 ml soluţie NaOH cu pH = 13 ..... 3p.

Notă: Se acordă 1 punct din oficiu
Timp de lucru – 50 de minute

6.2. REACŢII REDOX

Reacţiile redox (oxido-reducere) sunt procese chimice care au loc cu transfer de electroni.

6.2.1. OXIDAREA ŞI REDUCEREA

În lecţiile anterioare aţi învăţat că oxidarea este, în general, reacţia substanţelor chimice cu oxigenul, iar reducerea reprezintă procesul de scoatere a oxigenului dintr-un compus. În continuare vom da o altă semnificaţie acestor noţiuni.

• *Oxidarea şi agentul reducător*

Oxidarea este procesul prin care o specie chimică cedează electroni.

Exemple de procese de oxidare:

$Mg - 2e^- \rightarrow Mg^{2+}$ $\quad$ $Fe - 2e^- \rightarrow Fe^{2+}$

$Ca - 2e^- \rightarrow Ca^{2+}$ $\quad$ $Cl^- - e^- \rightarrow Cl^0$

Fig. 13. Arderea magneziului

Activitate experimentală – Arderea magneziului

• Materiale necesare: foiţe Mg, cleşte de fier, sursă de încălzire (fig. 13).

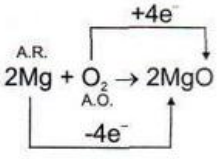
• Mod de lucru: Arde în flacăra becului de gaz foiţa de magneziu. Scrie observaţiile şi ecuaţia reacţiei chimice.

Interpretarea observaţiilor:

Magneziul arde strălucitor în flacăra becului de gaz; are loc reacţia:

$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

Atomul de magneziu cedează $2e^-$ şi se transformă în Mg^{2+}; cei $2e^-$ sunt acceptaţi de un atom de O care se transformă în O^{2-}. Reacţia chimică din Mg şi O_2 poate fi reprezentată astfel:



Magneziul este elementul care se oxidează.

Speciile chimice care se oxidează se numesc agenţi reducători (A.R.).

• *Reducerea şi agentul oxidant*

Reducerea este procesul chimic prin care o specie chimică acceptă electroni.

Specia chimică care se reduce se numeşte agent oxidant (A.O.).

În activitatea experimentală efectuată, respectiv în procesul redox studiat, oxigenul suferă procesul de reducere.

Exemple de procese de reducere:

$Cl + e^- \rightarrow Cl^-$

$Mn^{7+} + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}$

$H_3O^+ + e^- \rightarrow H_3O + 1/2H_2$

A.R		A.O.	
1. Metale	$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ $Na \rightarrow Na^+ + 1e^-$	1. Nemetale	$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^-$ $S + 2e^- \rightarrow S^{2-}$
2.Nemetale	$H_2 + CuO \rightarrow H_2O + Cu$ $3C + Cr_2O_3 \rightarrow 3CO + 2Cr$	2. Ioni pozitivi	$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ $Cr^{+6} + 3e^- \rightarrow Cr^{3+}$
3. Ioni	$Mn^{2+} \rightarrow Mn^{+7} + 5e^-$ $S^{2-} \rightarrow S^0 + 2e^-$		

Tab. 6 – Exemple de agenţi reducători şi agenţi oxidanţi

Oxidarea şi reducerea sunt procese care au loc simultan.

Într-un proces redox este valabilă *legea conservării numărului de sarcini, conform căreia numărul electronilor cedaţi este egal cu numărul electronilor acceptaţi.*

6.2.2. NUMĂRUL DE OXIDARE

Numărul de oxidare (N.O.) reprezintă numărul de electroni implicaţi de o specie chimică în formarea de legături chimice (ionice sau covalente).

Numărul de oxidare este o valoare reală, egală cu sarcina ionilor pentru speciile chimice din substanţele ionice şi o valoare abstractă, egală cu covalenţa pentru atomii elementelor din substanţele covalente.

Numărul de oxidare se scrie totdeauna deasupra speciei chimice şi este o valoare pozitivă, negativă sau zero.

- ***Reguli de determinare a numărului de oxidare***

1. *Substanţele elementare au numărul de oxidare egal cu „0".*

Exemple: $\overset{0}{O_2}$, $\overset{0}{Cu}$, $\overset{0}{C}$, $\overset{0}{N}$ etc.

Activitate independentă

Subliniază cu o linie speciile chimice cu N.O. egal cu „0":
Na, Cl^-, P^{3-}, Cl_2, O_2^{2-}.

2. *Numărul de oxidare al hidrogenului în compuşii săi este „+1"; în hidrurile metalelor, hidrogenul are numărul de oxidare egal cu „-1".*

Exemple: $\overset{+1}{H_2}O$, $\overset{+1}{H_2}SO_4$, $NaO\overset{+1}{H}$, $\overset{+1}{NH_4}Cl$, $\overset{+1}{CH_4}$, $Na\overset{-1}{H}$, $Ca\overset{-1}{H_2}$ etc.

Activitate independentă

Alege din compuşii de mai jos, numai pe aceia în care hidrogenul are N.O. egal cu „+1":
KH; H_2; H_2S; PH_3; NaH_2; HNO_3.

3. *Oxigenul are numărul de oxidare în compuşi egal cu „–2"; peroxizii sunt compuşii oxigenului în care acesta are numărul de oxidare egal cu „–1".*

Exemple: $Ca\overset{-2}{O}$, $H_2\overset{-2}{O}$, $NaNO_3\overset{-2}{}$, $P_2O_5\overset{-2}{}$, $H_2\overset{-1}{O_2}$, $Ba\overset{-1}{O_2}$ etc.

Activitate independentă

Încercuieşte compuşii în care oxigenul are N.O. egal cu „–1":
CO_2; Na_2O_2; KNO_2; O_3; H_2SO_4; SO_2; CaO_2; $Zn(OH)_2$.

4. *Ionii mono- sau poliatomici au numărul de oxidare egal cu sarcina ionului.*

Exemple: $\overset{-}{Cl}(-1)$, $\overset{2-}{SO_4}(-2)$, $\overset{3+}{Fe}(+3)$, $\overset{2-}{Cr_2O_7}(-2)$, $\overset{2-}{HPO_4}(-2)$ etc.

Activitate independentă

Află numărul de oxidare corespunzător ionilor:
Fosfat, carbonat acid, perclorat, amoniu, sulfură şi, respectiv, mangan VII.

5. *Suma numerelor de oxidare ale elementelor dintr-o moleculă este „0".*

Exemple: H_2O: 2(+1)–2 = 0; SiO_2: +4 +2(-2) = 0; H_2CO_3: 2(+1)+4 + 3(-2) = 0 etc.

Activitate independentă

Determină N.O. ale elementelor subliniate:
a) $\underline{Fe}_2O_3$; b) $K\underline{Mn}O_4$; c) $H\underline{Cl}O_4$.

6. *Suma numerelor de oxidare ale elementelor dintr-un ion poliatomic este egală cu sarcina ionului.*

Exemple: HO^-: +1 – 2 = –1; NO_3^-: +5 +3(–2) = –1; SO_3^{2-}: +4 +3(–2) = –2 etc.

Activitate independentă

Determină numărul de oxidare corespunzător elementelor din ionii: $\underline{P}O_4^{3-}$ şi $\underline{N}O_2^-$

7. *Numărul de oxidare al unui element este în funcţie de electronegativitatea elementului cu care se combină.*

Exemple: $\overset{+2\ -1}{SCl_2}$, $\overset{+1\ -2}{Na_2S}$ şi, respectiv, $\overset{+3\ -2}{P_2O_3}$, $\overset{-3\ +1}{PH_3}$ etc.

Activitate independentă

Subliniază cu o linie compuşii în care elementul carbon are număr de oxidare pozitiv:
CO_2; CH_4; CCl_4; CS_2; CO

Răspunsurile activităţilor independente:

1. Na; Cl_2; 2. H_2S; PH_3; HNO_3; 3. Na_2O_2; CaO_2;
4. PO_4^{3-}(-3); HCO_3^- (-1); ClO_4^-(-1); NH_4^+(+1); S^{2-}(-2); şi Mn^{7+}(+7)
5. $\underline{Fe}_2O_3$: 2x +3(-2) = 0 ⇒ x = +3; $K\underline{Mn}O_4$: +1 + x +4(-2) = 0 ⇒ x = +7; $H\underline{Cl}O_4$: +1 +x +4(-2) = 0 ⇒ x = +7
6. PO_4^{3-}: x +4(-2) = -3 ⇒ x = +5; NO_2^- : x +2(-2) = -1 ⇒ x = +3
7. $\overset{+4}{CO_2}$, $\overset{+4}{CCl_4}$, $\overset{+2}{CO}$.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Completează reacţiile pe caiet şi răspunde cerinţelor din tabel.

Reacţia chimică	Procesul de oxidare	Procesul de reducere	Agent oxidant	Agent reducător
1. $K + Cl_2 \rightarrow$ ...				
2. $H_2S + O_2 \rightarrow$ ... + ...				
3. $Cu + AgNO_3 \rightarrow$ ... + ...				

2. Se consideră următoarele specii chimice: Fe^{2+}, Br^-, Zn^{2+}, I_2, Al^{3+}, Sn^{4+}, Cr^{3+}.
a) Determină N.O. al fiecărei specii chimice;
b) Dă exemple de compuşi care să conţină speciile chimice date.

3. Determină numerele de oxidare ale clorului în următorii compuşi: NaOCl; Cl_2; CCl_4; $KClO_3$; $HClO_2$; HCl; $AuCl_3$; Cl_2O_7.

4. Scrie în spaţiul din stânga al cifrelor ionilor din coloana A, literele numerelor de oxidare din coloana B, corespunzătoare elementelor subliniate.

A	B
... 1. $\underline{P}O_3^{3-}$	a. 0
... 2. $\underline{C}O_3^{2-}$	b. +2
... 3. $\underline{N}O_3^-$	c. +3
... 4. $H\underline{S}O_3^-$	d. +4
... 5. $H_2\underline{P}O_4^-$	e. +5
	f. +6
	g. –2

5. Alege seria compuşilor azotului dispuşi în sensul creşterii numărului de oxidare:

a) NH_3, $Ca(NO_2)_2$, HNO_3, N_2;

b) N_2, HNO_3, NH_3, $Ca(OH)_2$;

c) NH_3, N_2, $Ca(NO_2)_2$, HNO_3.

6.2.3. STABILIREA COEFICIENŢILOR ÎN REACŢIILE REDOX

Pentru determinarea coeficienţilor substanţelor în procesele redox, este necesară parcurgerea unor etape. Aceste etape sunt:

a) scrierea formulelor reactanţilor şi produşilor de reacţie;

b) marcarea elementelor care-şi modifică numărul de oxidare;

c) scrierea proceselor de oxidare şi, respectiv, de reducere;

d) bilanţul electronic prin aplicarea legii conservării numărului de sarcini;

e) bilanţul atomic prin aplicarea legii conservării numărului de atomi.

Activitate experimentală – Obţinerea clorului în laborator

• Materiale necesare: $KMnO_4$ solid, soluţie concentrată de HCl, pâlnie de separare, balon cu fund rotund, tub de culegere Cl_2, vas cu H_2O, dopuri.

• Mod de lucru: alcătuieşte instalaţia din fig. 14, scrie observaţiile şi reacţia chimică.

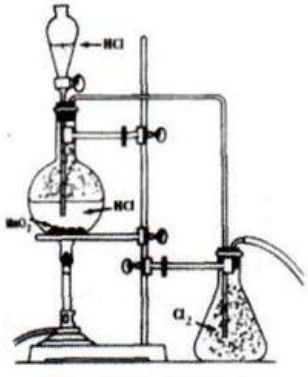


Fig. 14. Instalaţie de obţinere a clorului

Interpretarea observaţiilor:

Se degajă Cl_2, gaz uşor de recunoscut după mirosul caracteristic, neplăcut şi după culoarea galben-verzui.

Culoarea violet specifică Mn^{+7} dispare, ceea ce înseamnă că s-a format ionul Mn^{2+} (incolor).

În continuare vom aplica etapele de stabilire a coeficienţilor chimici la procesul redox efectuat experimental.

Reactanţii şi produşii din reacţia considerată sunt:

a) $KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$

b) Se determină numerele de oxidare ale tuturor elementelor. Cele două specii chimice care-şi modifică numărul de oxidare sunt manganul şi clorul.

$$K\overset{+7}{Mn}O_4 + H\overset{-1}{Cl} \rightarrow KCl + \overset{+2}{Mn}\overset{-1}{Cl}_2 + \overset{0}{Cl}_2 + H_2O$$

c) $\overset{+7}{Mn} + 5e^- \rightarrow \overset{+2}{Mn}$, reducere, $KMnO_4$ – agent oxidant (A.O.)

$2\overset{-}{Cl} - 2e^- \rightarrow \overset{0}{Cl_2}$, oxidare, HCl – agent reducător (A.R.)

d) bilanţul electronic se face înmulţind numărul electronilor transferaţi cu numere, astfel încât numărul electronilor cedaţi să fie egal cu numărul electronilor acceptaţi. Valorile respective reprezintă coeficienţii corespunzători substanţelor în reacţia chimică.

$$\begin{array}{l} \overset{+7}{Mn} + 5e^- \rightarrow \overset{+2}{Mn} \mid \cdot 2 \\ 2\overset{-}{Cl} - 2e^- \rightarrow \overset{0}{Cl_2} \mid \cdot 5 \end{array}$$

Numărul 2 reprezintă coeficientul pentru $KMnO_4$ şi $MnCl_2$, iar cifra 5 reprezintă coeficientul pentru Cl_2 etc.

$$2KMnO_4 + HCl \rightarrow KCl + 2MNCl_2 + 5Cl_2 + 8H_2O.$$

e) Se descoperă şi ceilalţi coeficienţi ai substanţelor, făcând bilanţul atomic al reacţiei chimice.

$$2KMNO_4 + 16HCl \rightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 2Cl_2 + 8H_2O$$

Determinarea coeficienţilor prin această metodă este uşor de aplicat şi este extrem de utilă în procesele redox complicate.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Stabileşte coeficienţii chimici în următoarele procese chimice:

a) $Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2\uparrow + H_2O$

b) $KClO_3 + HCl \rightarrow KCl + Cl_2\uparrow + H_2O$

c) $KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + O_2\uparrow + H_2O$

d) $Pb + HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 + NO\uparrow + H_2O$

e) $KI + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + I_2 + H_2O + SO_2\uparrow$

2. Determină rolul apei oxigenate în reacţiile:

$MnSO_4 + H_2O_2 + NH_4OH \rightarrow H_2MnO_3 + (NH_4)_2SO_4 + H_2O.$

$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O + O_2.$

3. Ce volum de O_2 la 1,5 atm şi 127°C se degajă prin descompunerea a 200 g $KClO_3$ cu 8% impurităţi?

4. În reacţia chimică:

$$H_2SO_4 + S \rightarrow SO_2 + H_2O$$

a) agent reducător este (S/H_2SO_4);

b) creşte N.O. al (S din H_2SO_4/S);

c) se oxidează (H_2SO_4/S);

d) coeficienţii substanţelor sunt în ordine (1,2,3,1 / 2,1,3,2).

5. O probă de alamă ce cântăreşte 30g, conţine 32% Cu. Află volumul gazelor degajate (c.n.), în urma tratării alamei cu HNO_3 concentrat.

6.2.4.* CARACTERUL REDUCĂTOR AL SUBSTANŢELOR

Unele substanţe chimice au tendinţa de a pierde electroni în procesele redox, iar altele acceptă electroni. Din acest punct de vedere unele substanţe au caracter reducător, iar altele caracter oxidant.

Caracterul reducător constă în tendinţa speciilor chimice (atomi, ioni, molecule) de a ceda electroni altor specii chimice, care sunt astfel reduse.

Dintre substanţele chimice cu caracter reducător putem aminti nemetalele (C, H_2, etc.), CO, metalele etc.

• *Caracterul reducător al nemetalelor şi monoxidului de carbon*

Caracterul reducător al nemetalelor şi, respectiv, al monoxidului de carbon este prezentat sub formă de exemple de reacţii chimice în tabelul următor:

Substanţa cu caracer reducător	Carbonul	Hidrogenul	Monoxidul de carbon
Exemple de reacţii chimice	$\overset{0}{C}+ZnO \rightarrow Zn+\overset{+2}{C}O$ $\overset{0}{C}+H_2O \rightarrow \overset{+2}{C}O+\overset{0}{H_2}$ $\overset{0}{C}+CO_2 \rightarrow 2\overset{+2}{C}O$ $\overset{0}{C}+2H_2SO_4 \rightarrow \overset{+4}{C}O_2+2SO_2+2H_2O$	$\overset{0}{H_2}+FeO \rightarrow Fe+\overset{+1}{H_2}O$ $3\overset{0}{H_2}+CO \rightarrow \overset{+1}{C}H_4+H_2O$ $3\overset{0}{H_2}+N_2 \rightarrow 2\overset{+1}{N}H_3$	$\overset{+2}{C}O+Ag_2O \rightarrow 2Ag+\overset{+4}{C}O_2$ $\overset{+2}{C}O+H_2O \rightarrow \overset{+4}{C}O_2+H_2$ $2\overset{+2}{C}O+O_2 \rightarrow 2\overset{+4}{C}O_2$

Substanţele care au caracter reducător, CO şi nemetalele sunt utilizate în metalurgie pentru reducerea oxizilor metalici cu obţinerea de metale (fig. 15).

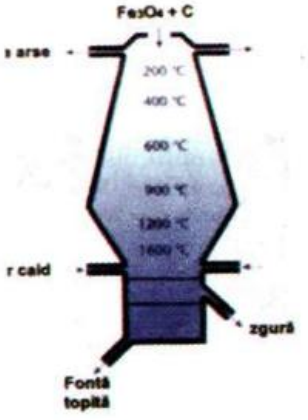


Fig. 15. Schema unui furnal folosit la obţinerea fierului

• *Caracterul reducător al metalelor*

Activitate experimentală – Evidenţierea caracterului reducător al metalelor

Efectuează experimentele următoare şi completează în caiet cerinţele din tabel.

Interpretarea observaţiilor

Denumire experiment	Materiale necesare	Mod de lucru	Reacţie chimică	Observaţii
1. Reacţia Fe cu S	pilitură de fer, sulf solid, eprubetă, cleşte pentru eprubetă, bec de gaz;	Amestecă Fe cu S în raport de masă 1:2. Încălzeşte eprubeta la flacăra becului de gaz. Scrie observaţiile şi stabileşte coeficienţii prin metoda redox. Care substanţă are caracter reducător şi care are caracter oxidant?	Fe + S → ... Oxidare: ... Reducere: ... Agent reducător: ... Agent oxidant:...	
2. Reacţia Zn cu HCl	o bucăţică de Zn, soluţie HCl, eprubetă;	Pune bucăţica de Zn în eprubetă cu soluţie 1ml HCl. Scrie observaţiile, reacţia chimică şi procesul redox. Stabileşte substanţa cu caracter reducător şi substanţa cu caracter oxidant	Zn + HCl → ... + ... Oxidare: ... Reducere: ... Agent reducător: ... Agent oxidant:...	
3. Reacţia cuprului cu HNO_3 concentrat (experiment demonstrativ)	o bucăţică de Cu, soluţie concentrată de HNO_3, eprubetă	Pune în soluţia concentrată de HNO_3 o bucăţică de Cu. Scrie observaţiile, reacţia chimică şi stabileşte coeficienţii prin metoda redox. Stabileşte substanţele cu caracter reducător şi, respectiv, cu caracter oxidant.	$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO\uparrow + H_2O$ $NO + O_2 \rightarrow NO_2$ incolor brun Oxidare:... Reducere:... Agent reducător:... Agent oxidant:...	
4. Reacţia ferului cu sulfatul de cupru	un cui de Fe, soluţie de $CuSO_4$, eprubetă	Pune cuiul de Fe într-o soluţie de $CuSO_4$. Scrie observaţiile după câteva minute de la începutul reacţiei. Stabileşte coeficienţii prin metoda redox	$Fe + CuSO_4 \rightarrow ... + ...$ Oxidare:... Reducere:... Agent reducător:... Agent oxidant:...	

1. Reacţia Fe cu S este un proces puternic exoterm, care poate fi evidenţiat prin apariţia în timpul încălzirii a unei mase incandescente de reacţie.

$\overset{0}{Fe} + \overset{0}{S} \rightarrow \overset{+2\ -2}{FeS}$ Oxidare: $Fe - 2e^- \rightarrow Fe^{2+}$; Fe are caracter reducător
Reducere: $S + 2e^- \rightarrow S^{2-}$; S are caracter oxidant

2. Zincul reacţionează uşor cu soluţia de HCl, proces pus în evidenţă prin degajarea unui gaz (H_2):

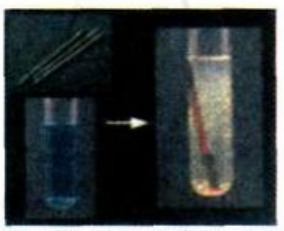


Fig. 16. Reacţia fierului cu soluţie de sulfat de cupru

$\overset{0}{Zn} + 2\overset{+1}{H}Cl \rightarrow \overset{+2}{Zn}Cl_2 + \overset{0}{H_2}\uparrow$

Oxidare: $Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{+2}$; Zn are caracter reducător
Reducere: $2H^{+1} + 2e^- \rightarrow H_2^0$; HCl are caracter oxidant

3. Reacţia cuprului cu soluţia concentrată de HNO_3 are loc cu degajarea unui gaz brun-roşcat (NO_2); de fapt au loc două reacţii:

I. $3\overset{0}{Cu} + 8H\overset{+5}{N}O_3 \rightarrow 3\overset{+2}{Cu}(NO_3)_2 + 2\overset{+2}{N}O\uparrow + 4H_2O$
albastru incolor

Oxidare: $Cu - 2e^- \rightarrow Cu^{+2}$ | · 3 Cu are caracter reducător
Reducere: $N^{+5} + 3e^- \rightarrow N^{+2}$ | · 2 HNO_3 are caracter oxidant

II. $2\overset{+2}{N}O + \overset{0}{O_2} \rightarrow 2\overset{+4\ -2}{N}O_2\uparrow$
brun

Oxidare: $N^{+2} - 2e^- \rightarrow N^{+4}$ | · 2 NO are caracter reducător
Reducere: $O_2^0 + 4e^- \rightarrow 2O^{-2}$ | O_2 are caracter oxidant

4. Pe cuiul de Fe apar pete roşiatice datorită depunerii Cu:

$\overset{0}{Fe} + \overset{+2}{Cu}SO_4 \rightarrow \overset{0}{Cu} + \overset{+2}{Fe}SO_4$

$Fe - 2e^- \rightarrow Fe^{2+}$; Fe are caracter reducător
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$; Cu are caracter oxidant.

Un metal are caracter reducător cu atât mai puternic cu cât are o tendinţă de oxidare mai mare (fig. 17).

Li
K
Ca
Na
Mg
Al
Zn
Fe
Sn
Pb
H
Cu
Hg
Ag
Au
Pt

Fig. 17. Seria activităţii metalelor şi variaţia caracterului reducător

Multe din utilizările metalelor se bazează pe proprietatea lor de a avea caracter reducător. Astfel acestea sunt utilizate pentru:

– protecţie anticorozivă;
– obţinerea de alte metale mai puţin active;
– obţinerea de pile electrice;
– obţinerea de aliaje etc.

6.2.5* CARACTERUL OXIDANT AL SUBSTANŢELOR

Caracterul oxidant reprezintă tendinţa unor specii chimice de a accepta electroni de la alte substanţe, care sunt astfel oxidate.

Substanţe chimice cu caracter oxidant pot fi nemetalele, compuşi ai nemetalelor, compuşi ai metalelor etc.

Activitate independentă

Stabileşte coeficienţii în următoarele procese şi arată care sunt substanţele cu caracter oxidant.

a) $S + H_2 \rightarrow H_2S$
b) $S + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + H_2O$
c) $H_2 + Na \rightarrow NaH$
d) $Mg + Fe_2O_3 \rightarrow MgO + Fe$

Răspuns:

a) $\overset{0}{S} + 2e^- \rightarrow \overset{-2}{S}$ S are caracter oxidant;
$\overset{0}{H_2} + 4e^- \rightarrow 2\overset{+1}{H}$

b) $\overset{0}{S} - 4e^- \rightarrow \overset{+4}{S}$ | ·2
$\overset{+6}{S} + 2e^- \rightarrow \overset{+4}{S}$ | H_2SO_4 are caracter oxidant;

c) $\overset{0}{Na} - e^- \rightarrow \overset{+1}{Na}$ |
$\overset{0}{H_2} + 2e^- \rightarrow 2\overset{-1}{H}$ | ·2 H_2 are caracter oxidant;

d) $\overset{0}{Mg} - 2e^- \rightarrow \overset{+2}{Mg}$ | ·3
$\overset{3+}{Fe} + 3e^- \rightarrow \overset{0}{Fe}$ | ·2 Fe_2O_3 are caracter oxidant.

Nemetalele şi compuşii acestora, precum şi metalele în stare de oxidare superioară au caracter oxidant atunci când acceptă electroni.

Fig. 18. Modificarea culorii la oxidarea Fe^{2+} cu soluţie de $KMnO_4$

Activitate experimentală – Evidenţierea caracterului oxidant al unor săruri

Efectuează experienţele şi completează în caiet cerinţele din tabel.

Denumire experiment	Materiale necesare	Mod de lucru	Reacţie chimică	Observaţii
1.Oxidarea $FeSO_4$ cu soluţie acidulată de $KMnO_4$	soluţie $FeSO_4$, soluţie H_2SO_4, soluţie $KMnO_4$, eprubetă	Pune 1ml soluţie H_2SO_4 peste 1ml $FeSO_4$. Adaugă soluţie de $KMnO_4$ până la schimbarea culorii soluţiei. Stabileşte coeficienţii reacţiei prin metoda redox. Numeşte substanţa cu caracter oxidant.	$KMnO_4 + H_2SO_4 + FeSO_4 \rightarrow$ ... + ... + ... + ...	Ionii de Mn au culori diferite în funcţie de starea de oxidare: Mn^{+7} – violet Mn^{+4} – negru Mn^{+2} – incolor
2. Reacţia $FeSO_4$ cu soluţie de $K_2Cr_2O_7$ (dicromat de potasiu)	soluţie $FeSO_4$, soluţie H_2SO_4, soluţie $K_2Cr_2O_7$, eprubetă	Pune 1ml soluţie H_2SO_4 peste 1ml $FeSO_4$. Adaugă soluţie $K_2Cr_2O_7$ până la schimbarea culorii soluţiei. Stabileşte coeficienţii reacţiei prin metoda redox. Numeşte substanţa cu caracter oxidant.	$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + FeSO_4 \rightarrow$ ... + ... + ... + ...	Ionii de Cr au culori diferite în funcţie de starea de oxidare: Cr^{+3} – verde Cr^{+6} – galben portocaliu

Interpretarea observaţiilor:

1. Culoarea violet determinată de prezenţa ionului MnO_4^- dispare şi soluţia devine incoloră (Mn^{2+}):

$2\overset{+7}{K}\overset{+7}{Mn}O_4 + 8H_2SO_4 + 10\overset{+2}{Fe}SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 5\overset{+3}{Fe_2}(SO)_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O$

$Mn^{+7} + 5e^- \rightarrow Mn^{+2}$ | ·2; $KMnO_4$ are caracter oxidant.

$2Fe^{2+} - 2e^- \rightarrow 2Fe^{3+}$ | ·5

2. Culoarea galben-portocaliu caracteristică ionului $Cr_2O_7^{2-}$ în mediul acid, devine verde (Cr^{3+}):

$K_2\overset{+6}{Cr_2}O_7 + 7H_2SO_4 + 6\overset{+2}{Fe}SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 3\overset{+3}{Fe_2}(SO_4)_3 + \overset{+3}{Cr_2}(SO_4)_3 + 7H_2O$

$Cr_2^{+6} + 6e^- \rightarrow 2Cr^{+3}$ | ·1; $K_2Cr_2O_7$ are caracter oxidant

$2Fe^{2+} - 2e^- \rightarrow 2Fe^{3+}$ | ·3

Fig. 19. Modificarea culorii la oxidarea Fe^{2+} cu soluţie de $K_2Cr_2O_7$

Soluţiile acidulate de $KMnO_4$ şi, respectiv, de $K_2Cr_2O_7$ sunt amestecuri oxidante, folosite în:

– chimia analitică pentru dozarea unor ioni;

– chimia organică pentru oxidarea imcompletă a unor substanţe organice.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Stabileşte coeficienţii în următoarele procese şi găseşte substanţele cu caracter reducător şi pe cele cu caracter oxidant:

a) $S + HNO_3 \rightarrow SO_2 + NO + H_2O$

b) $KClO_3 + HCl \rightarrow KCl + Cl_2 + H_2O$

c) $H_2SO_4 + HBr \rightarrow SO_2 + Br_2 + H_2O$

d) $Pd + HNO_3 \rightarrow Pb(NO_3)_2 + NO\uparrow + H_2O$

2. Se consideră reacţiile:

a) $S + H_2 \rightarrow H_2S$

b) $S + O_2 \rightarrow SO_2$

c) $H_2SO_2 + CO \rightarrow CO_2 + SO_2 + H_2O$

d) $H_2S + HNO_3 \rightarrow SO_2 + NO + H_2O$

e) $ZnS + O_2 \rightarrow Zn + SO_2$

f) $SO_2 + HNO_3 \rightarrow H_2SO_4 + NO_2$

g) $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + H_2SO_4$

h) $SO_2 + H_2S \rightarrow S + H_2O$

a. Stabileşte coeficienţii de reacţie prin metoda redox;

b) Selectează reacţiile în care sulful şi compuşii săi au caracter oxidant, de reacţiile în care aceştia au caracter reducător.

3. Dă exemplu de reacţii chimice care să cuprindă unul din procesele:

a. $\overset{+4}{C} + 2e^- \rightarrow \overset{+2}{C}$ b. $\overset{0}{Fe} - 3e^- \rightarrow \overset{+3}{Fe}$ c. $\overset{-3}{N} + 5e^- \rightarrow \overset{+2}{N}$ d. $\overset{+5}{Cl} + 6e^- \rightarrow Cl^-$

4. Ce cantitate de cărbune în 20% impurităţi poate reduce 1 tonă Fe_2O_3?

5. Ce volum de soluţie acidulată de $KMnO_4$ 1,2 M este necesară pentru oxidarea a 800 g soluţie $FeSO_4$ 28%?

6. Azotitul de potasiu se transformă în azotat de potasiu dacă se folosesc 700 cm^3 soluţie acidulată de $K_2Cr_2O_7$ 1,8 M. Dacă agentul oxidant este folosit în exces cu 20%, află cantitatea de azotat de potasiu obţinută.

6.2.6. ELEMENTUL GALVANIC

Elementele galvanice se mai numesc pile electrice, pile galvanice sau baterii.

Elementul galvanic este dispozitivul care permite obţinerea de curent electric din reacţiile chimice.

Funcţionarea elementului galvanic se bazează pe tendinţa diferită a metalelor de a ceda electroni.

• Alcătuirea unui element galvanic

Elementele componente ale pilei electrice sunt prezentate în figura 20.

Activitate experimentală – Pila electrică Zn–Cu

• Materiale necesare şi mod de lucru

– *două pahare Berzelius;* într-unul din ele pune soluţie de $ZnSO_4$, iar în celălalt soluţie de $CuSO_4$;

– *două electrolizi metalici;* electrodul de zinc se cufundă în soluţia de $ZnSO_4$ şi reprezintă *semicelula anodului.* Electrodul de cupru se introduce în soluţia de $CuSO_4$ şi împreună alcătuiesc *semicelula catodului.*

– *voltmetrul* care se leagă prin două fire conductoare de cei doi electrozi metalici.

– *puntea de sare* este un tub din sticlă în formă de U, care se umple cu soluţie saturată de K_2SO_4; aceasta se înfundă la capete cu hârtie de filtru şi se introduce cu laturile în cele două semicelule.

Observă ce se întâmplă la închiderea circuitului. Dar dacă se scoate puntea de sare?

Interpretarea observaţiilor:

La închiderea circuitului se observă că acul indicator al voltmetrului este deviat, ceea ce înseamnă că prin circuit trece curent electric.

Acul indicator revine la valoarea zero, dacă se scoate puntea de sare din cele două soluţii, deoarece s-a întrerupt circuitul electric.

După un timp suficient de lung, constatăm că electrodul de zinc îşi micşorează masa, iar masa electrodului de cupru creşte.

Acest lucru poate fi explicat dacă admitem că reacţiile chimice care au loc în pila electrică Zn – Cu sunt:

– în semicelula anodului: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ (oxidarea)

– în semicelula catodului: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ (reducere)

Reacţia globală: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

$+2e^-$

Electronii cedaţi de atomii de zinc sunt transferaţi ionilor de Cu^{2+} prin circuitul exterior. Mişcarea dirijată a electronilor de la anod către catod reprezintă *curentul electric,* care se obţine astfel din *reacţia chimică* dintre zinc, cupru şi ionii acestor metale.

În semicelula anodului creşte concentraţia în ioni pozitivi (din atomii de Zn se formează ionii Zn^{2+}). În semicelula catodului scade concentraţia în ioni pozitivi (ionii de Cu^{2+} se depun pe catod sub formă de atomi de Cu).

Soluţia saturată din puntea de sare compensează prin ionii săi excesul, respectiv deficitul de ioni din cele două semicelule.

La nivel macroscopic puntea de sare face legătura între cele două semicelule fără ca ele să se amestece, permiţând închiderea circuitului electric.

Electrozii fac legătura între soluţii şi circuitul exterior. Ei sunt:

– *anodul* (–) sau electrodul negativ la nivelul căruia are loc oxidarea;

– *catodul* (+) sau electrodul pozitiv, unde are loc procesul de reducere.

Deoarece rolul electrozilor este bine determinat în elementul galvanic, ca anod poate funcţiona totdeauna elementul cu tendinţa de oxidare mai mare. Numai astfel reacţia chimică poate avea loc şi pila electrică poate genera curent electric.

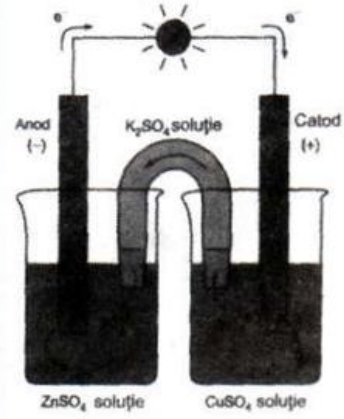


Fig. 20. Schema elementului galvanic Zn – Cu

• *Simbolizarea elementului galvanic*

Reprezentarea elementului galvanic Zn-Cu se face astfel:

(–) $Zn \mid Zn^{2+} \parallel Cu^{2+} \mid Cu$ (+)

Linia verticală simplă reprezintă suprafaţa de separaţie dintre electrod şi soluţie, iar linia verticală dublă este de fapt puntea de sare.

Activitate independentă

Un element galvanic este format din anod de aluminiu şi catod de plumb. Scrie:

a) simbolul elementului galvanic;

b) procesele de la electrozi şi reacţia globală de obţinere a curentului electric.

Răspuns:

a) Simbolului elementului galvanic este: (–) Al | Al^{3+} || Pb^{2+} | Pb(+)

b) Reacţiile chimice sunt:

(–) $Al \rightarrow Al^{3+} + 3e^-$; oxidare

(+) $Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$; reducere

Reacţia globală: $2Al + 3Pb^{2+} \rightarrow 2Al^{3+} + Pb$

$\lfloor +6e^- \uparrow$

• *Exemplu de problemă rezolvată – Elementul galvanic*

Ce cantitate de electricitate se obţine teoretic din pila Zn-Cu, dacă se consumă 3,25 g Zn?

Răspuns:

Un atom de Zn cedează catodului $2e^-$;

3,25 g Zn înseamnă 0,05 moli de atomi Zn, rezultă că se oxidează $0,05 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ atomi de Zn. Cum sarcina e^- este $1,6 \cdot 10^{-19}$C, zincul cedează $2 \cdot 0,05 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ electroni.

Sarcina transportată de electroni este:

$Q = 2 \cdot 0,05 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \cdot 1,6 \cdot 10^{19}$C; Q = 9700 C, Q – cantitatea de electricitate.

Descoperirea elementelor galvanice reprezintă o posibilitate de substituire a metodelor clasice de obţinere a energiei electrice din combustibili cunoscuţi (petrol, cărbuni, gaze naturale), ale căror rezerve se diminuează continuu, la ora actuală pe plan mondial.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Răspunde următoarelor cerinţe:

a. Din ce cauză poate funcţiona un element galvanic?

b. Cum ia naştere curentul electric în pila electrică?

c. În ce constă procesul de „consumare" a unei pile electrice?

d. Ce schimbări suferă anodul şi catodul în timpul funcţionării unei pile electrice?

e. Propune o modalitate de simplificare a construcţiei unei pile electrice.

2. Se consideră doi electrozi de magneziu şi, respectiv, staniu şi soluţiile sărurilor corespunzătoare metalelor.

a. simbolizează elementele galvanice care se pot construi;

b. scrie procesele care au loc la electrozi şi reacţiile globale din elementele galvanice corespunzătoare;

c. care din elementele galvanice construite generează curent electric?

3. Într-o pilă electrică are loc reacţia globală:

$Cu + 2AgNO_3 \rightarrow CuNO_3 + 2Ag\downarrow$

a. scrie procesele de la electrozi;

b. indică agentul oxidant şi agentul reducător;

c. simbolizează pila electrică considerată.

4. Asociază cifrelor elementelor componente ale unei pile electrice din coloana A, literele corespunzătoare rolului acestora din coloana B.

A	B
1. voltmetrul	a. permite contactul între cele două soluţii, fără amestecare;
2. electrodul	b. compensează excesul de sarcină din cele două semicelule;
3. puntea de sare	c. permite deplasarea ionilor;
4. electrolitul	d. face legătura între electrolit şi circuitul exterior;
	e. măsoară tensiunea curentului electric;
	f. măsoară cantitatea de electricitate.

5. Într-o pilă electrică Fe-Ag se obţine o cantitate de electricitate de 2800 C, timp de 30 minute. Află:
a) variaţia de masă a anodului;
b) intensitatea curentului electric obţinut.

6.2.7. PILE ELECTRICE FOLOSITE ÎN PRACTICĂ

Pilele tehnice (baterii) sunt dispozitive folosite în practică pentru obţinerea de curent electric în urma desfăşurării unor reacţii chimice. Cele mai cunoscute sunt: pila Daniell, elementul Leclanché (pila uscată), acumulatorul.

• *Pila Daniell*

Pila Daniell (fig. 21.) este formată dintr-un electrod de Cu cufundat în soluţie concentrată de $CuSO_4$ şi un electrod de Zn cufundat în soluţie concentrată de $ZnSO_4$. Cele două soluţii sunt legate printr-o punte de sare care nu permite amestecarea soluţiilor, dar permite trecerea ionilor SO_4^{2-}.

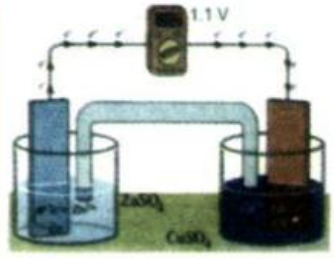


Fig. 21. Pila Daniell

Activitate independentă

Scrie reacţiile de la electrozi şi reacţia globală care au loc în pila Daniell.

Răspuns:

$(-)\ Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

$(+)\ Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$

$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Cu + Zn^{2+}$

Această baterie are un randament mic şi este incomod de transportat datorită electrolitului lichid.

Fig. 22. Baterii Ni-Cd

• **Pila uscată*

Pila uscată (elementul Leclanché) este formată din anod de zinc, sub forma unei carcase exterioare cilindrice şi un catod de cărbune, înconjurat de MnO_2 cu rol de depolarizare a anodului. Electrolitul este o pastă obţinută prin îmbibarea cu apă a NH_4Cl, $ZnCl_2$ şi materialului de umplutură (rumeguş, amidon, grafit etc.).

Reacţiile chimice care au loc sunt complexe, dar într-o formă simplificată pot fi reprezentate:

$(-)\ Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

$(+)\ 2NH_4^+ + 2MnO_2 + 2e^- \rightarrow Mn_2O_3 + 2NH_3 + H_2O$

Se obţine un curent de maximum 1,5 V. Cantitatea de curent este mai mare atunci când sunt asociate mai multe celule galvanice uscate.

Această baterie prezintă avantajul că este uşor de manevrat şi de transportat, deoarece are electrolit solid.

Fig. 23. Pila uscată

Fig. 24. „Încărcarea" acumulatorului are loc prin conectarea la o sursă de curent

• ***Acumulatorul***

Acest element galvanic este compus din doi electrozi sub forma a două grătare din plumb, ale căror ochiuri sunt umplute la anod cu plumb spongios, iar la catod cu PbO_2.

Electrolitul este o soluţie de H_2SO_4 de concentraţie 38% şi densitate egală cu 1,29 g/cm^3.

Reacţiile de la electrozi sunt:

(–) $Pb + SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4\downarrow + 2e^-$

(+) $PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow PbSO_4\downarrow + 2H_2O$

Reacţia globală: $Pb + PbO_2 + 4H^+ + 2SO_4^{2-} \rightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O$

Se observă că se formează $PbSO_4$ substanţă insolubilă care aderă la plăci, sub formă amorfă în prima fază.

Acumulatorul este „descărcat" atunci când o mare cantitate de ioni SO_4^{2-} trece sub formă de $PbSO_4$. El poate fi „încărcat" prin aplicarea unei diferenţe de potenţial exterioare şi de semn contrar decât cea dezvoltată. Are loc reacţia inversă în care se formează H_2SO_4 şi H_2 la catod în cantitate mică, iar acumulatorul devine funcţional.

Dacă $PbSO_4$ trece sub formă cristalină (compactă), acumulatorul nu mai poate fi „reîncărcat".

Pentru a se obţine o cantitate mai mare de curent, în practică se cuplează în serie un număr mai mare de celule electrice (3 sau 6).

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1. Alege dintre reacţiile de mai jos pe acelea care au loc la nivelul electrozilor din acumulator:

a. $Pb + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + SO_2 + 2H_2O$

b. $PbO_2 + H_2SO_4 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$

c. $Pb + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + 2H^+ + 2e^-$

d. $Pb + H_2SO_4 \rightarrow PbO_2 + SO_2 + 2H^+ + 2e^-$

e. $PbO_2 + H_2SO_4 + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2HO^-$

2. Înscrie în spaţiul din stânga al cifrelor pilelor tehnice din coloana A, literele corespunzătoare părţilor componente din coloana B.

A	B
... 1. Pila Daniell	a. anod zinc
... 2. Element Leclanché	b. catod cupru
... 3. Acumulator	c. anod grafit
	d. catod dioxid de plumb
	e. anod plumb
	f. soluţie H_2SO_4
	g. MnO_2, NH_4Cl, $ZnCl_2$ etc.

3. Se consideră pilele electrice Al – Cu şi, respectiv, pila Daniell.

a) simbolizează aceste pile;

b) scrie procesele chimice generatoare de curent;

c) care din cele două pile generează o cantitate mai mare de curent?

4. Ce cantitate de electricitate ia naştere într-un element Leclanché, dacă se consumă 0,13 g Zn?

5. În acumulatorul cu plumb se obţine o cantitate de electricitate de 560C. Află:
a) masa plumbului consumat;
b) intensitatea curentului obţinut timp de 5 minute.

6.2.8. COROZIUNEA ŞI PROTECŢIA ANTICOROZIVĂ

Lumea contemporană se confruntă cu o problemă extrem de complicată şi anume deteriorarea utilajelor, maşinilor, uneltelor etc. confecţionate din metale sau aliaje, existente în natură sau în instalaţiile industriale.

Fig. 25. Coroziunea fierului

• *Definiţia şi clasificarea coroziunii*

Coroziunea este procesul complex de degradare la suprafaţă sau în profunzime a unui metal sau aliaj.

Coroziunea este de două feluri:

a. Coroziunea chimică; b. Coroziunea electrochimică.

Coroziunea chimică este produsă prin acţiunea gazelor uscate sau neelectroliţilor asupra metalelor.

Gaze ca O_2, SO_2, H_2S, Cl_2, HCl (gaz), CO_2 pot provoca, la temperaturi ridicate şi în absenţa umidităţii, distrugerea utilajelor şi a aparatelor în instalaţiile industriale cu care vin în contact.

Fierul corodat formează o peliculă poroasă, cu aderenţă slabă şi vulnerabilă la acţiunea oxidărilor; ea nu are caracter protector pentru restul metalului.

Dacă fierul este cufundat pentru scurt timp în HNO_3 concentrat, el se pasivizează. Aceasta deoarece se formează la suprafaţa metalului o peliculă protectoare care-i conferă stabilitate chimică.

Metale precum Al, Mg, Co, Ni se pasivizează sub acţiunea O_2 din aer, la temperatura obişnuită, formând straturi protectoare de oxizi.

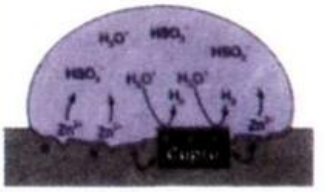


Fig. 26. Coroziunea zincului în prezenţa cuprului

Coroziunea electrochimică este determinată de acţiunea gazelor umede şi a electroliţilor.

Acţiunea agenţilor corozivi constă în formarea unor microelemente galvanice locale între metal şi electrolit sau între metal şi impurităţile (alte metale) conţinute de acesta. Astfel iau naştere curenţi electrici prin oxidarea metalului şi reducerea electrolitului sau impurităţilor.

Exemplu cel mai elocvent de coroziune este cel al fierului (ruginire). Substanţele producătoare sunt O_2 şi H_2O, iar oxizii sau sărurile accelerează procesele de coroziune.

Reacţii posibile:

$$2H_3O^+ + Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^- + 2H^+ + 2H_2O$$

$$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2HO^-$$

O_2 şi H_2O reacţionează şi cu ionii Fe^{2+}, nu numai cu atomi de Fe, formând rugina.

$$2Fe^{2+} + 1/2O_2 + 7H_2O \rightarrow 2FeO(OH) + 4H_3O^+$$

Se observă că se formează ioni H_3O^+ capabili să atace în continuare alţi atomi de Fe (ionii H_3O^+ au rol de catalizator).

În microelementele galvanice locale formate într-un metal, anodul este cel mai adesea metalul care este corodat.

Catodul poate fi atomul unui alt metal, prezent ca impuritate şi care are o tendinţă de oxidare mai mică decât a metalului.

Activitate experimentală – Studiul acţiunii corozive a unor substanţe asupra fierului

• Materiale necesare: cuie de fier, apă distilată, apă minerală, NaCl, sârmă de Zn, sârmă de Cu, cristalizoare, soluţie de NaOH;

• Mod de lucru: Studiază procesul de ruginire al unor cuie din fier aflate în diferite condiţii:

a) cristalizatorul conţine doar cuiul de fier;

b) un cui se pune în apă distilată;

c) alt cui se pune în apă sărată;

d) pune un cui în apă minerală;

e) pune cuiul în soluţie de NaOH;

f) înfăşoară sub forma unei spirale, o sârmă de Zn în jurul cuiului din fier şi pune-l în saramură;

g) procedează în acelaşi mod cu o sârmă de Cu şi pune cuiul de fier tot în saramură.

Observă schimbările care au avut loc, pe parcursul câtorva zile. Trage concluzii asupra substanţelor care favorizează coroziunea fierului.

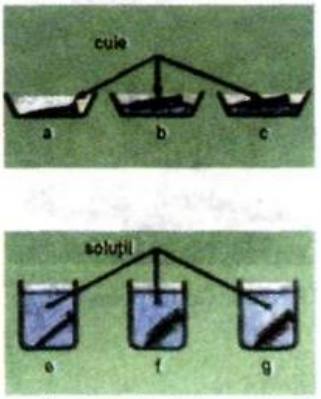


Fig. 27. Studiul coroziunii fierului

Interpretarea observaţiilor:

a) Cuiul lăsat liber în cristalizator este cel mai puţin corodat.

b) Apa distilată determină ruginirea fierului mai mult decât în aer, dar mai puţin decât în alte soluţii;

c, d) Apa sărată şi apa minerală determină accentuarea ruginirii fierului;

e) Cuiul de Fe rugineşte mult mai puţin în soluţia de NaOH decât în soluţia acidulată (apa minerală).

f, g) Sârma de Zn protejează cuiul de fier, pe când sârma de cupru determină coroziunea într-o proporţie mult mai mare a fierului.

În concluzie, există multe substanţe care favorizează coroziunea unui metal (apa, săruri, acizi, metale mai puţin active etc.), dar şi substanţe care diminuează acest proces (bazele, metale mai active etc.).

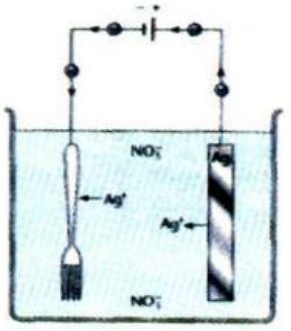


Fig. 28. Galvanizarea se realizează prin electroliză

• *Metode de protecţie anticorozivă*

Procesele care au loc la distrugerea/deteriorarea unui metal sunt uneori foarte complicate, iar cauzele acestora sunt foarte variate. De aceea şi modalităţile de protecţie împotriva coroziunii sunt foarte numeroase.

1. *Straturile protectoare* sunt substanţe care acoperă suprafaţa metalelor; ele trebuie să fie uniforme, aderente, lipsite de pori (defecte). Acestea pot fi:

– straturi metalice obţinute prin diverse procedee: galvanizare, metalizare, difuziune, placare, plombare, cositorire etc;

– straturi omogene obţinute prin: oxidare, fosfatare, emailare;

– straturi organice, care alcătuiesc straturi izolante între metal şi mediul coroziv: lacuri, vopsele, bitum, cauciuc natural sau sintetic, răşini fenolformaldehidice etc.

2. *Inhibitorii* sunt substanţe chimice care adăugate în mediul coroziv micşorează acţiunea corozivă a acestuia. De exemplu:

– hidroxizii micşorează viteza de coroziunea a fierului;

– sărurile de magneziu, de zinc sau de nichel protejează într-o oarecare măsură oţelul etc.

3. *Pasivizatorii* sunt substanţe care acţionează asupra metalului, inactivându-l în soluţia în care este introdus. De exemplu prin adăugarea unui cromat într-un electrolit, are loc pasivarea fierului.

4. *Protecţia catodică* este metoda anticorozivă care constă în conectarea la aparatul care trebuie protejat a unei bucăţi dintr-un metal mai activ decât acesta. Se formează un element galvanic în care metalul mai activ este oxidat (distrus) în timp, iar metalul constituient al aparatului este redus şi protejat.

Astfel conductele de fier îngropate în pământ sunt legate din loc în loc cu plăcuţe de magneziu sau de zinc, evitându-se distrugerea şi înlocuirea acestor conducte.

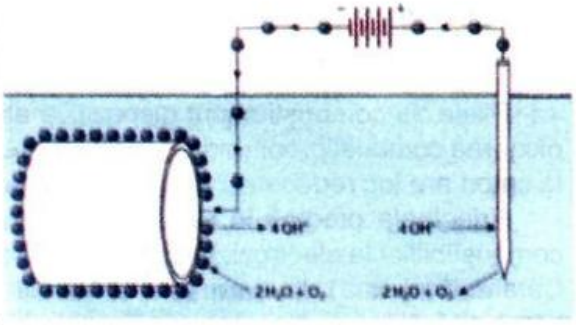


Fig. 29. Protecţia catodică

5. *Alierea metalelor şi aliajelor cu materiale rezistente la coroziune* cum ar fi: crom, mangan, nichel. În unele cazuri sunt folosite metale cum ar fi plumbul, aluminiul cu puritate înaltă la construirea aparatelor şi utilajelor, a pieselor, ţevilor şi conductelor care trebuie să aibă rezistenţă chimică mare.

Pentru construirea aparaturii chimice pentru medii de mare agresivitate se foloseşte mult tantalul.

Aplicarea metodelor de protecţie împotriva coroziunii determină economisirea anuală a mii de tone de materiale, care altfel ar fi distruse. De aceea oamenilor de ştiinţă şi celor care lucrează în domeniile industriale respective le revine sarcina nu numai să descopere materiale de calitate, ci mai ales să îmbunătăţească proprietăţile celor existente şi să găsească metode de protecţie a acestora.

EXERCIŢII ŞI PROBLEME APLICATIVE

1) Completează spaţiile libere din următoarele afirmaţii:

a) Prin acţiunea ..... se produce coroziunea chimică a metalelor.

b) Coroziunea electrochimică este datorată formării între ..... a unor microelemente galvanice.

c) Procesul de ..... constă în acoperirea metalului cu un strat protector de oxid şi este întâlnit în cazul aluminiului, nichelului, zincului etc.

d) Factorii care ..... coroziunea sunt: prezenţa impurităţilor metalice, a ionului H_3O^+, a sărurilor în soluţie apoasă, acoperirea defectuoasă a pieselor cu straturi de metale inoxidabile etc.

e) Pot fi straturi protectoare cele de natură: ....., anorganică şi organică.

f) Inhibitorii sunt substanţe care ..... viteza de coroziune a metalelor.

g) Protecţia catodică constă în legarea unui metal ..... faţă de metalul din care este confecţionat utilajul care trebuie protejat.

2. Încercuiţi acele metale care pot fi folosite pentru protecţia catodică a fierului.

a) Al; b) Cu; c) Mg; d) Sn; e) Pb;

Justifică şi simbolizează elementele galvanice care se formează în fiecare caz.

3. Propune cât mai multe metode de protecţie a unui cazan din oţel, folosit în centralele termice.

4. Cât cântăreşte o piesă din fier, după ce s-a corodat 30% din aceasta, iar iniţial avea masa de 80 g?

5. Află după cât timp este necesară înlocuirea unei plăcuţe cubice de magneziu, cu latura de 15 cm (ρ = 1,74 g/cm^3), folosită pentru protejarea unei conducte din fier. Se consideră că intensitatea totală a elementului galvanic format între cele două metale este de 744 mA.

Dacă vrei să ştii mai mult...

Pile de combustie

Pilele de combustie sunt dispozitive alimentate la electrozi cu specii active. Astfel la anod are loc oxidarea combustibililor (hidrogen, metanol, hidrazină, monoxidul de carbon, unele hidrocarburi etc.), iar la catod are loc reducerea oxigenului pur sau oxigenului din aer.

Principala piedică în realizarea pilelor de combustie este viteza mică a reacţiei de ardere a combustibililor la electrozi, la temperatură joasă. Pentru a mări viteza de reacţie se folosesc catalizatorii. Catalizatorul este depus sau îmbibat într-un material poros (cărbune sau material ceramic) care serveşte drept diafragmă şi din care sunt construiţi electrozii. Drept catalizatori sunt metale precum platina şi nichelul fin divizat.

De exemplu, într-o pilă cu electrozi de hidrogen şi oxigen cu electrolit acid au loc reacţiile:

$$(-)\ H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$$
$$(+)\ 1/2O_2 + H_2O + 2e^- \rightarrow 2HO^-$$

În electrolit: $2H^+ + 2HO^- \rightarrow 2H_2O$

Reacţia globală: $H_2 + 1/2O_2 \rightarrow H_2O$

Teoretic o astfel de reacţie în pilă ar trebui să dezvolte o tensiune de 1,22 V. Practic ea debitează numai 0,8 V, datorită supratensiunilor prezente la electrozi (în special la catod). Deoarece transportul hidrogenului este neeconomic (într-un recipient mare se transportă o cantitate mică de gaz), s-au construit pile în care combustibilul este hidrazina, iar oxidantul este oxigenul din aer.

$$N_2H_4 \rightarrow N_2 + 2H_2$$
$$(-)\ 2H_2 \rightarrow 4H^+ + 4e^-$$
$$(+)\ 4H^+ + 4HO^- \rightarrow 4H_2O$$
$$\overline{N_2H_4 + 4HO^- \rightarrow N_2 + 4H_2O + 4e^-}$$

Pilele acestea au un randament ceva mai mic, dar un număr mare din acestea alcătuiesc baterii a căror putere poate atinge valori de ordinul KW. Ele servesc pentru acţionarea motoarelor de automobile, submarine mici, pentru a lumina faruri sau geamanduri, pentru nave cosmice etc.

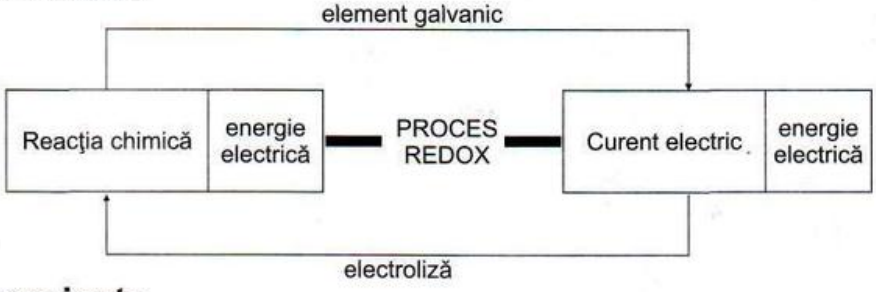
Pilele de combustie, vor putea fi utilizate în multe domenii de activitate, dacă se vor găsi combustibili ieftini care să ardă mult mai rapid la electrozi, la o temperatură joasă.

SUMAR

- Specia chimică care se oxidează, cedează electroni şi se numeşte agent reductor.
- Într-un proces redox agentul oxidant este specia chimică care acceptă electroni adică se reduce.
- Numărul electronilor cedaţi este egal cu numărul electronilor acceptaţi (legea conservării numărului de sarcini).
- Numărul de oxidare reprezintă numărul de electroni cu care atomul unui element participă la formarea de legături ionice sau covalente.
- Caracterul reducător reprezintă tendinţa unor substanţe de a se oxida (ex: metale, C, H_2, CO etc.).
- Caracterul oxidant constă în tendinţa unor substanţe de a se reduce (ex: $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$ etc.).

■ Elementul galvanic produce curent electric dintr-o reacţie chimică redox.

■ Elementul galvanic este format din electrozi (anod, catod), cufundat în soluţii de săruri de metale, o punte de sare şi voltmetru.



Sugestii de proiecte

1. Alcătuieşte un material în care să dai cât mai multe exemple de procese chimice care au loc fără variaţia numărului de oxidare.

2. În afară de echivalentul chimic există echivalentul electrochimic şi, respectiv, echivalentul redox. Arată într-un referat semnificaţia acestor noţiuni, modul de determinare a acestora şi importanţa folosirii lor în calculele chimice.

3. Randamentul unei pile electrice este dat şi de valoarea forţei electromotoare a acesteia. Forţa electromotoare se calculează cu ajutorul potenţialelor de oxidare, respectiv potenţiale de reducere standard.

În ce mod se determină potenţialele standard reprezintă o problemă a cărei rezolvare o poţi găsi studiind materialele de specialitate, după care alcătuieşti un referat; un coleg de-al tău poate întocmi un referat privind calculul forţei electromotoare a pilelor electrice. Aceste materiale le puteţi prezenta împreună colegilor voştri.

4. Consultaţi reviste de specialitate şi alcătuiţi un material în care să prezentaţi efectele nedorite ale coroziunii asupra materialelor folosite în practică; prezentaţi statistici, valori, comentarii care să susţină această idee.

TEST DE EVALUARE

1. Se consideră reacţia chimică:

$$KI + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + I_2 + Cr(SO_4)_3 + H_2O$$

a) stabileşte coeficienţii substanţelor din procesul redox ..... 1p.

b) găseşte substanţa cu caracter reducător, respectiv substanţa cu caracter oxidant..... 1p.

c) prezintă în câteva cuvinte cum decurge experimental această reacţie chimică ..... 1p.

d) ce volum de soluţie acidulată de $K_2Cr_2O_7$ 1,4M este necesară pentru reacţia cu 0,025 kg soluţie KI 60% ..... 2p.

2. Simbolizează elementul galvanic în care:

a) anodul este staniul şi catodul este cuprul ..... 1p.

b) are loc reacţia globală: $Fe + 2AgNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + 2Ag$ ..... 1p.

3. Explică:

a) în ce constă „reîncărcarea" acumulatorului cu plumb ..... 1p.

b) care sunt reacţiile care au loc la degradarea fierului prin coroziunea electrochimică ..... 1p.

Notă: Se acordă 1 punct din oficiu
Timp de lucru – 50 minute

RĂSPUNSURI

Cap. 1.

1.1. Atomul **1.** $_{19}^{9}F$; **2.** 11 p^+ şi 12 n^0; **3.** 13 p^+, 13 e^-; **4.** $_{8}^{16}O$, $_{8}^{17}O$, $_{8}^{18}O$; **5.** 92 p^+, 92e^-, 143n^0; **6.** a. 5p^+, 5n^0 şi 5p^+, 6n^0; b. 10,804; **7.** 7%, 93%; **8.** A. a,d,e; B. b,c,e. **1.2** Învelişul de electroni al atomului **1.** a. 3p < 3d < 4p < 6s < 4f 5d; b. 4f-14 e^-, 3p- 6e^-; 6s- 2e^-; 5d- 10e^-, 3d- 10 e^-; **2.** 1d, 2e, 3b, 4c, 5a; **3.** $_{30}^{70}X$, nu are configuraţia stabilă; **4.** a. 4 straturi; b. 3 substraturi p; c. 5 orbitali d; d. 2 orbitali monoelectronici; e. substrat de tip p; **5.** 2, 8, 18, 2, 15 orbitali, 7 substraturi, Z = 30; 2, 8, 8, 2, 10 orbitali, 6 substraturi, Z = 20; 2, 8, 18, 7, 27 orbitali; 11 substraturi; Z = 53; **6.** Z = 13; **7.** Z = 22, 10 orbitali dielectronici; **8.** Cu^+ mai stabil decât Cu^{2+}. **1.3.** Relaţii între configuraţia electronică şi poziţia elementelor în sistem **1.** $_{32}$Ge perioada 3, grupa IV A; $_{37}$Rb perioada 5, grupa I A; $_{13}$Al perioada 3, grupa III A; **2.** a. VIII A b. 3 c. p d. octet; **3.** a. Z = 23 b. $^{48}_{23}X$; c. 51,2; **4.** ... $3d^5$; $_{24}X$ şi $_{25}Y$; **5.** 1c; 2d; 3b; 4f; 5a. Test de evaluare **1.** Perioada 4, grupa IIIA; **2.** $1s^2$, $2s^2p^6$, $3s^2p^6d^5$, $4s^1$; **3.** $_{27}$Y este element de tip d; **4.** 13 e^-, 13p^+, 14n^0; **5.** Vezi teoria; **6.** 73%, 27%.

Cap. 2

2.2 Raza atomică **1.** rAl < rIn; **2.** rLi < rAr < rCl < rSr; **3.** rGe> rBr; **4.** $_2$He minimă, $_{87}$Fr maximă; **5.** rK > rGe, ρK < ρGe; **2.3** Energia de ionizare **1.** $_{20}X < _{32}Y$; **2.** K < Ca <Al < Cl < Ne; **3.** c, d, e; **4.** Minimă Fr, maximă Ne (teoretic); **2.4** Electronegativitatea **1.**a. Ei A > Ei B; b. electronegativitatea A > electronegativitate B; 2. Ar < C < P < S < O; 3 a. atrage b. scade c. fluor d. mică; 4. Adevărate: a, b, e; false : c,d. **2.5** Caracter metalic. Sodiul **1.** a. grupa II A, perioada 4; grupa III A, perioada 3; b. vezi teoria; c. Ca > Al d. $Ca(OH)_2 > Al(OH)_3$; **2.** vezi teoria; **3.** a. K < Na < Mg < Ga < Si; b. K > Na > Mg > Ga > Si; **4.** M grupa I A, M' grupa IV A; b. vezi teoria; c. roşu intens în soluţia de MOH, roşu deschis în soluţia $M'(OH)_4$; **5.** a. X mai electropozitiv decât Y b. X- Mg, Y- Ag; **6.** a,b,d, f posibile, c, e nu au loc; **7.** c, d, e; **8.** a. 5,3 · 10^{24}; b. 18,4 g Na; c. 39,2 g şi 0,4 moli H_2SO_4; **9.** 3,91% NaOH. **2.6** Caracter nemetalic. Clorul 1. a. $_8$O perioada 2, grupa VI A; $_{15}$P perioada 3, grupa V A; b. O > P; c. $H_2O < PH_3$- slab bazic; **2.** A. X nemetal; b. X^{2-} c. H_2X; **3.** A. C < S < Cl < F; b. $CH_4 < H_2S < HF < HCl$; **4.** a, d nu au loc; b, c, e, f sunt posibile; caracter nemetalic **5.** 35,5 **6.** a mai mic b. gaz, neplăcut c. acid. d. maximă e. dezinfectant, decolorant. **7.** 1 d 2g 3f 4a 5e. **8.** 6,023 · 10^{20}; molecule Cl_2 **9.** 828,25 g soluţie; 248, 62 g H_2O. **10.** 213 apă de clor. **2.7** Caracterul acido-bazic al oxizilor perioadei a 3-a şi grupei a IV-a A **1.** a, d, e, f; **2.** a, c, d, e; 3. Vezi teoria; **4.** a- H_2O, b- $CaCO_3$, c- CaO, d- Na_2CO_3; **5.** 92,21 g P_4; **6.** 0,45 moli MgO; 0,3 moli Al_2O_3, 270 g sol. H_2SO_4. **2.8** Valenţa **1.** Mg cedează 2e^-, O acceptă 2e^- **2.** a. NaH acceptare de e^-, H_2O pune în comun e^-; b. electrovalenţa –1, covalenţa 1; **3.** a. S cu valenţa 2 nu prezintă compuşi stabili; b. sulfiţi, sulfaţi; c. H_2S; sulfuri; **4.** Ag < N < Al < P < Cr < Cl; **5.** FeS 63,63% Fe, 36,36% S; Fe:S = 7:8 şi Fe_2S_3 53,84% Fe, 46,15% S; Fe:S = 7:6. Test de evaluare **1.** Vezi teoria; **2.** a. A; b. F; c. A; d. F; e. F; e. F; f. A; g. F; **3.** A. vezi teoria; b. B; c. tăria $B(OH)_3 > A(OH)_3$; **4.** SO_3, valenţa 6.

Cap. 3.

3.1 Legătura ionică **1.** $Cu(NO_3)_2$, KI, MgO, $BeCl_2$, NH_4I, LiOH, K_2SO_3, Cs_2S, NaH, $(NH_4)_3PO_4$; **2.** Vezi teoria; **3.** a. X perioada 5, grupa I A; Y perioada 4, grupa VII A; b. metale, configuraţia Kr; c. legătură ionică, XY_2; d. $rX > rX^{2+}$, $rY^- > rY$; **4.** Vezi teoria; **5.** Vezi teoria; **6.** Vezi raza atomică; **7.** Vezi teoria; **8.** a. F^-; b. Al^{3+}; c. S^{2-}; d. Sr^{2+}. **9.** 0,6 · N_A atomi O; **10.** 3,61 · 10^{23} Fe^{3+}, 5,42 · 10^{23} O^{2-}; **3.2** Legătura covalentă **1.** CO, H_2SO_3, CH_4, NO_2, Cl_2O, N_2, CS_2, SiO_2, NH_3, HI; **2 şi 3.** Vezi teoria; **4.** $CH_4 < NH_3 < H_2O < HF$; b. $CO_2 < P_2O_5 < SO_3$; 5. a. grupa V A, perioada 4; b. nemetal, III, V; c. A_2O_3, A_2O_5; d. vezi teoria; **6.** Molecule polare H_2O, CO, H_2S, SO_3, HNO_3; molecule nepolare CH_4, P_4, CO_2; **7.** Vezi teoria; **3.3** Interacţii între molecule **1.** a. A, b. A; c, F; d. F; e. A; f. F; **2.** HF- leg. de hidrogen, H_2S – leg. dipol-dipol; b. c. HF > H_2S; **3.** Vezi teoria; **4.** N_2, HI, H_2O, Na, Al_2O_3, C(diamant); 5. Vezi teoria; **6.** Vezi teoria. Test de evaluare **1.** a. A- nemetal, B- metal, C- nemetal; b. covalentă simplă, metalică, covalentă dublă; c. d. BA, B_2C-leg. ionice; A_2C- leg. covalentă; **2.** 1 b, g; 2 c, e; 3 a, f, g, h; 4 a, h; 3. A. creşte; b. acceptare; c. cu atât mai mică; d. nepolară; e. mare, mic; f. coordonativă;

Cap. 4.1

4.1.1 Stare solidă **1.** Vezi leg. ionică **2.** a. F, b. F, c. A, d. A, e. F; **3.** Vezi teoria; **4.** NaCl şi respectiv $AlCl_3$; **5.** Se foloseşte electroliza NaCl; **6.** Vezi teoria **7.** A. 44,44%; b. 40% NaCl, 10% impurităţi şi restul apă; **8.** Verifică experimental. Test de evaluare 1. vezi teoria; **2.** 1 a, c, e; 2 b, c, d; 3 c, f; 4. a, c. **3.** vezi teoria; **4.** a. 9,6368 · 10^{25} ioni Na^+, 9,6368 · 10^{25} Cl^-; b. 29,52%.

Cap. 4.2

4.2.1 Apa **1.** vezi teoria; **2.** a. N_2, O_2, NH_3, H_2O; b. vezi teoria; c. $N_2 < O_2 < NH_3 < H_2O$; 3. a, d, e, f; **4.** a. 160 g H_2O; b. 571,2 kg H_2O; c. 1,424 kg H_2O; **5.** 10 ori; **6.** a. vezi teoria; b. 19,49% Na; 22,88% Al; 54,23% O; 3,38% H; **7.** 156,73 Kg SO_3, 83,26 Kg H_2O; **8.** a vezi teoria; b. 1,056 l sol, acidulată. **4.2.2** Soluţii apoase **1.** 1 a, d, e; 2 c, f; **2.3.4.** vezi teoria; **5.** a. proces exoterm b. proces endoterm. **4.2.3** Cristalohidraţi **1.** 9,75% Mg, 13% S, 71,54% O, 5,68% H; Mg: S:O: H = 12: 16: 88: 7; **2.** 181,29 g H_2O; **3.** 64,8 g H_2O „pierdută"; **4.** $CaSO_4$ 2,4 H_2O; **5.** a. 394,59 g $CaCl_2 \cdot 6H_2O$; b. 200 g $CaCl_2 \cdot 6H_2O$; **6.** 1,6875 kg piatră vânătă, 19,9125 kg H_2O; **7.** 24,33 g $CaCl_2 \cdot 6H_2O$; **8.** 1376 g $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. **4.2.4** Concentraţia molară **1.** a. 14,81%; b. 1,185 M; **2.** 1,29 M; 11,64%; **3.** a. 3,02%; b. 2,62 M; **4.** a. 18,46 g H_2O; b. 61,44 ml H_2O; c. 3 părţi sol. 75% şi 7 părţi sol. 25%; d. 97,5 g $FeCl_3$; e. 64 g H_2O; **5.** a. vezi teoria; b. 24,8 g $CuCO_3$; c. 0,1 l; **6.** 2,15 moli $Ca(OH)_2$; b. 0,33 M $Ca(OH)_2$; 0,246 M $Ca(NO_3)_2$; **7.** 6.09 m^3 sol. NaOH, 2,54 m^3 sol. H_3PO_4; **8.** 0,4 l. Test de evaluare **1.** a, c, d corecte; b, e incorecte; **2.** 1 a, d, f, g, h; 2 a, c, e; **3.** 24,7%; **4.** 66,66 ml sol. H_2SO_4; 50 g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Cap. 4.3

4.3.1 şi 4.3.2 Starea gazoasă **1.** a, d, e corecte; b, c incorecte; **2.** a. $10N_A$ molecule CO; b. $6{,}023 \cdot 10^{21}$ molecule O_2; c. $463{,}3 \cdot 10^{23}$ molecule C_2H_2; **3.** a. $2 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{25}$ molecule N_2; b. 5,6 Kg N_2; c. 0,6 Kmoli 13440 l, 1200 g H_2; **4.** a. $5N_A$ molecule CO_2; b. 625 g calcar; 112 l CO; **5.** 366,3 l; **6.** 2,5 atm. 1900 mm Hg; **7.** 37,41 l H_2S; **8.** a. 292,06 l Cl_2; b. 26,07 g H_2; c. $1{,}57 \cdot 10^{25}$ molecule HCl; **9.** a. 4,36 l b. 24,81%; **10.** 9419,2 m^3; **11.** 50,4 L; **12.** a. 28; b. 0,35; **13.** a. 44; b. 1,96 g/l; c. 8,85 g/l; Test de evaluare **1.** 1228,57 g; **2.** a. 18,25 g HCl; b. 11,2 l; c. 4,1 l; **3.** Vezi teoria; **4.** a. 4,368 l; b. 390,24 g soluţie; c. 1,52 g/cm^3.

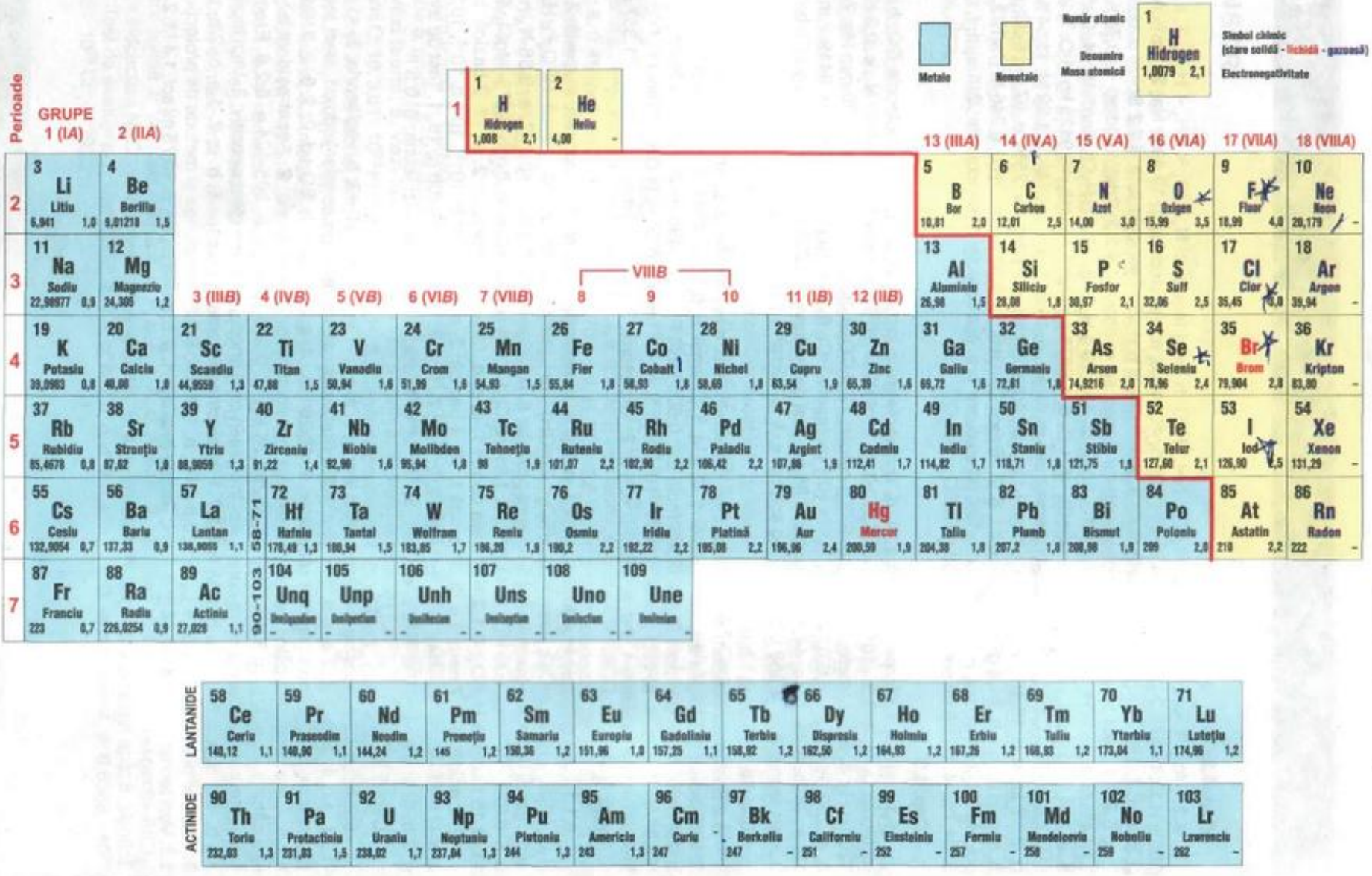
Cap.* 5

5.2 Starea de echilibru chimic **1.** a, c, e, f ireversibile, b, d reversibile; **2.** b. 4moli N_2, 4 moli O_2; c. 8 moli NO; **3.** vezi teoria; **5.3** Legea acţiunii maselor **1.** 6; **2.** a. 1,33 l/mol; b. 0,75; c. 448 l; **3.** 1,123 mol/l; **4.** a. 0,171 moli/l; b. 1,7 moli/l PCl_5; 0,5 mol/l Cl_2; c. 0,505 mol/l Cl_2, 0,505 mol/l PCl_3 şi 1,495 mol/l PCl_5. **5.4** Principiul Le Châtelier **1.2.3** Vezi teoria; **4.** a. vezi teoria; b. $1{,}77 \cdot 10^2$ l/mol; **5.** a. 4,5 $(mol/l)^2$ b. 2 mol/l CH_4, 7 mol/l H_2O c. 50%; **6.** vezi teoria. Test de evaluare **1.** 1 d, e, 2 b, 3 c, e, 4 a; **2.** Vezi teoria; **3.** A. 1,388 l/mol; b. CO: Cl_2 = 1,357 c. vezi teoria.

Cap. 6.1

6.1.1 Acizii şi bazele în soluţie apoasă **1.** a. leşios; b. electroliţi; c. identică; d. complet; e. există; **2.** Acizi H_2SO_3, H_2O, HSO_4^-, H_3O^+, HClO; baze H_2O, HSO_4^-, $Zn(OH)^+$, NH_3, $Sn(OH)_4$, S^{2-}; **3.** PO_4^{3-} bază, HPO_4^{2-}, $H_2PO_4^-$ pot fi şi acizi, dar şi baze; **4.** Reacţiile 3 şi 5 nu sunt posibile; **5.** 0,223 mol/l; **6.** 0,1 moli NH_3; **7.** a. 9,86 N_A molecule HCl; b. $5 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{21}$ molecule HCl; **8.** 44,87%; **9.** 1,8% NaCl, 1,538% NaOH; **10.** a. 46,8 g; b. 8,87% $MgCl_2$; 91,12% $FeCl_3$; **11.** 0,15 l soluţie H_2SO_4; **6.1.2** Noţiunea de pH **1.** a, c, d, false; b, e corecte; **2.** a. 12, 2 bazică; b. 9, 5 bazică c. 12, 2 acidă; d. 7,7 neutră e. 3. 11 acidă f. 10, 4 bazică; **3.** a. 10^{-7}, 10^{-7} b. 10^{-11}, 10^{-3} c. 10^{-6}, 10^{-8}, 10^{-2}, 10^{-12}; **4.** a. şi c. (0 – 7); b. (7 – 14); **5.** a. 1, 13 b. 12, 2; **6.** 2; **7.** 11,3; **8.** 0,375 l; **9.** 0,408 g; **10.** 1. Test de evaluare **1.** 1 c, g; 2 b, d, e; 3 a; 4 a; 5 a; 6 b, c, e; **2.** 11; **3.** 10^{-4} M; **4.** a. acid, b. bazic; **5.** vezi teoria; **6.** 0,3 l.

Cap. 6.2

6.2.1 şi **6.2.2** Număr de oxidare **1.** Vezi teoria; **2.** a. +2, -1, +2, 0, +3, +4, +3; b. vezi teoria; **3.** +1, 0, -1, +5, +3, -1, -1, +7; **4.** 1, c, 2 d, 3 e, 4 d, 5 e; **5.** c. **6.2.3** Stabilirea coeficienţilor proceselor redox **1.** Vezi teoria; **2.** Prima caracter oxidant, a doua caracter reducător; **3.** 49,26 l O_2; **4.** a. S; b. S; c. H_2SO_4; d. 2, 1, 3, 2; **5.** 9,251 l. **6.2.4** şi **6.2.5.** Caracterul reducător, caracterul oxidant al substanţelor **1.** vezi teoria; **2.** Agent oxidant a, c, h şi agent reducător b, d, e, f, g, h; **3.** Vezi teoria; **4.** 281,25 Kg; **5.** 0,245 l soluţie; **6.** 305,424 g. **6.2.6.** Element galvanic **1.** Vezi teoria; **2.** Poate genera curent electric pila în care anodul este mai electropozitiv; **3.** Vezi teoria; **4.** 1 e, 2 d, 3 a b, 4 c; **5.** a. 0,813 g Fe b. 1,55 A **6.2.7.** Pile electrice folosite în practică **1.** b. c; **2.** 1 a, b; 2 a, c, g; 3 d, e, f; **3.** Teoretic pila Al-Cu; **4.** 385,4 C; **5.** a. 0,6 g Pb, b. 1,866 A; **6.2.8** Coroziunea şi metode de protecţie anticorozivă **1.3.** Vezi teoria; **2.** a, c; **4.** 94,14 g; **5.** 2 ani; Test de evaluare **1.** a, b, c vezi teoria, d. 10,75 ml sol. 1,4 M; **2.3.** Vezi teoria.

TABELUL PERIODIC AL ELEMENTELOR